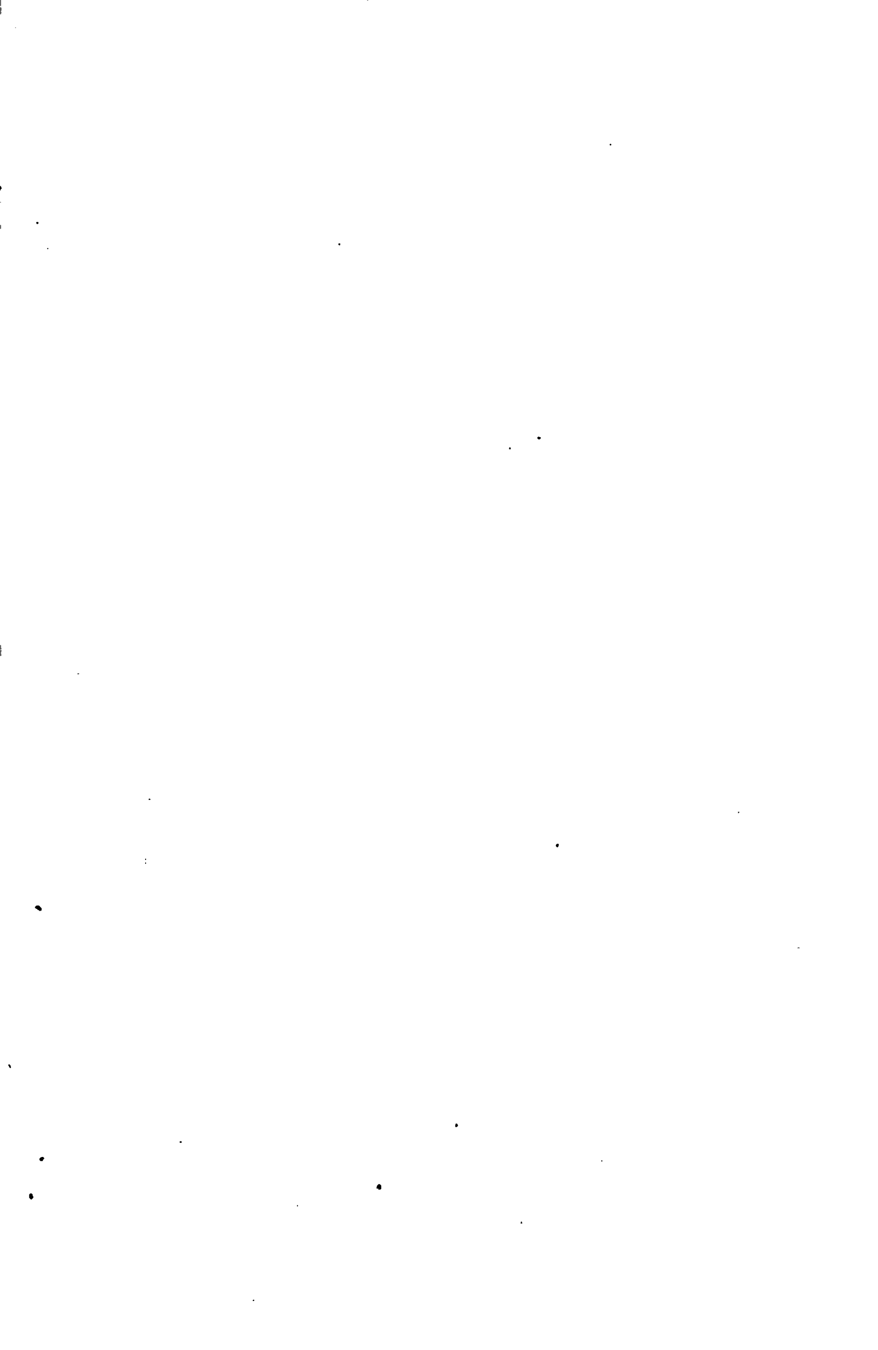
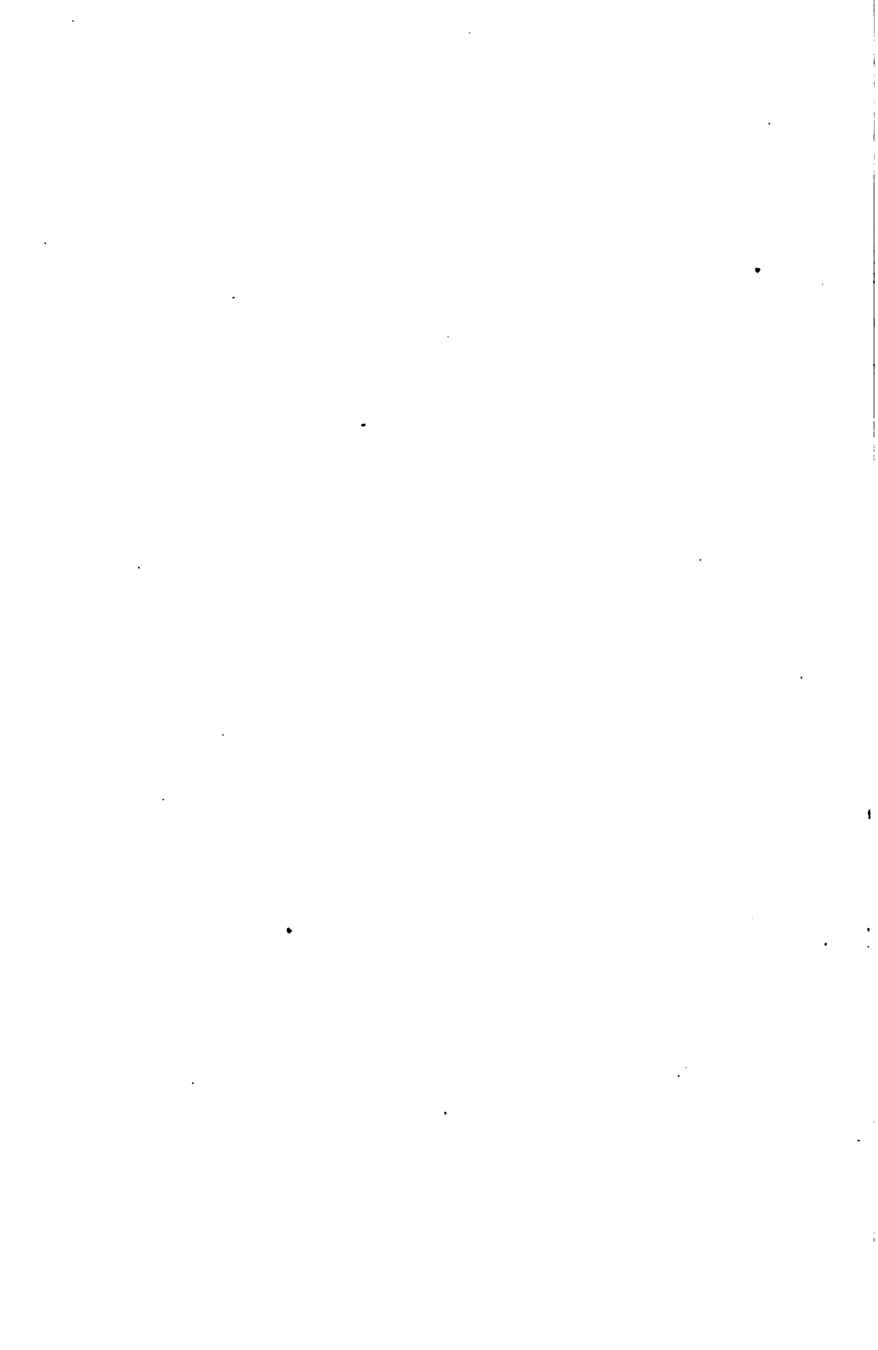




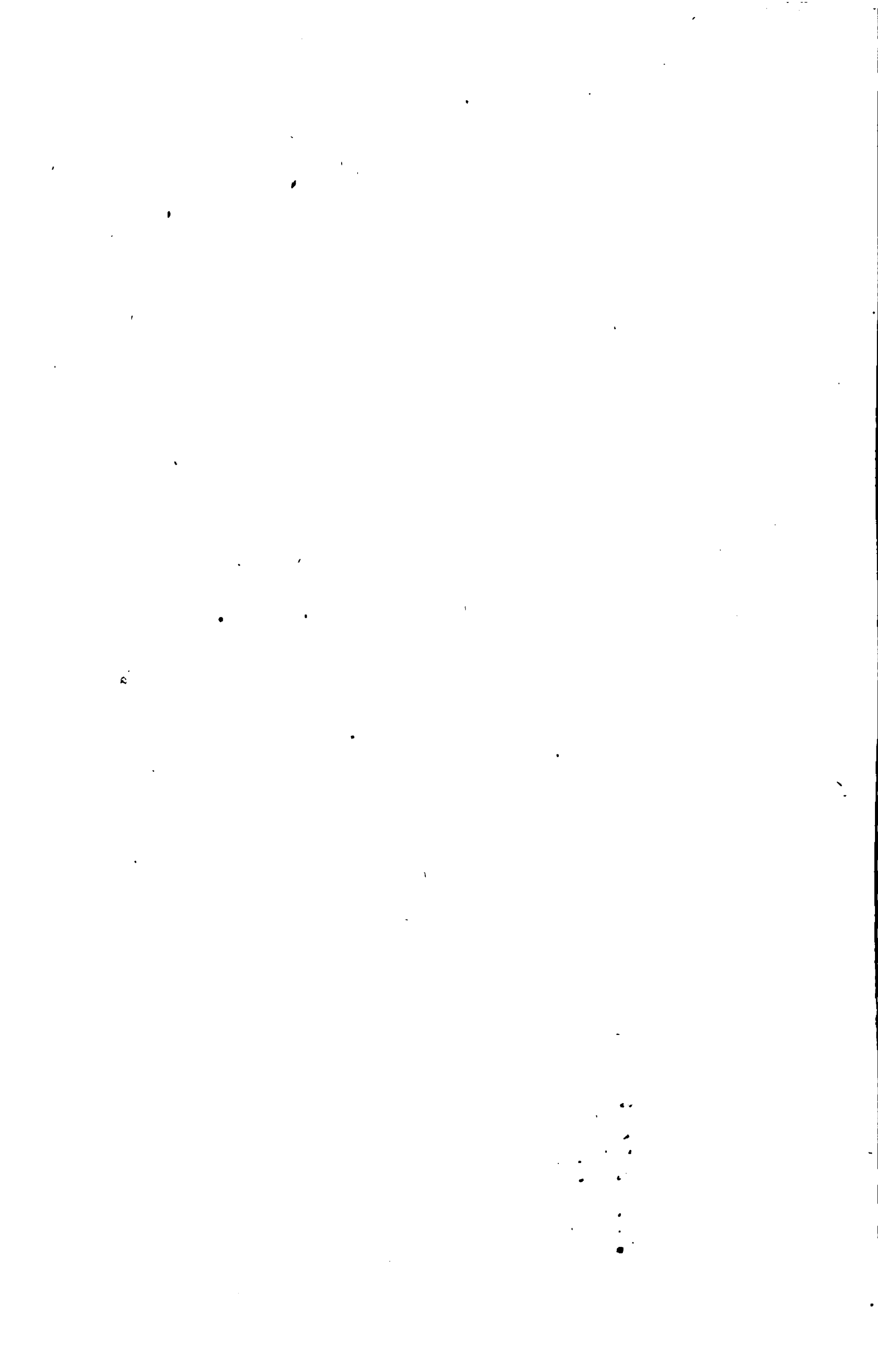




Lehrbuch

der

Chemie und Mineralogie.



Lehrbuch

der

Chemie und Mineralogie

auf Grundlage der neueren Theorien

für den Unterricht

an

höheren Lehranstalten

bearbeitet

von

Dr. J. Loth,

Director der Realschule erster Ordnung zu Ruhrort.

Leipzig

Verlag von Otto Wigand.

1872.

Vorwort.

Seitdem die Chemie als obligatorischer Unterrichtsgegenstand in Schulen eingeführt ist, deren Streben nicht wesentlich auf Beibringung von Fachkenntnissen gerichtet ist, sondern vielmehr darauf, den Schülern eine auf wissenschaftliche Grundlage gestützte, ihre gesammten Geistesfähigkeiten umfassende Bildung zu eigen zu machen, hat sich auch das dringende Bedürfniss herausgestellt, die Methode des Unterrichts diesem Zwecke gemäss zu bestimmen. Wenn ich auch nicht behaupten kann, dass den Lehrern im Allgemeinen diese wissenschaftliche Richtung abgeht, so kann doch nicht bestritten werden, dass bei weitem die meisten Lehrbücher, welche den Schülern als Leitfäden in dem Labyrinthe der chemischen Thatsachen dienen sollen, diesen Anforderungen nicht entsprechen. Wie für den Sprachunterricht eine nach den wesentlichen Gesichtspunkten des Sprachstudiums geordnete Grammatik, welche die Einzelheiten zur Regel zusammenfasst und zugleich lehrt, wie die allgemeine Regel auf besondere Fälle anzuwenden sei, unentbehrlich ist, so muss auch der Schüler, wenn er Chemie mit Erfolg treiben will, einen Leitfaden in der Hand halten, welcher ihm den Weg zeigt nach Punkten, von welchen aus, oder in Hinblick auf welche er sich in dem scheinbaren Gewirr der mannigfaltigsten Gegenstände orientiren kann. Dieses fortwährende Hinweisen auf die wesentlichsten Gesichtspunkte der chemischen Wissenschaft fehlt den meisten Lehrbüchern. Oder will man etwa diesen Vorzug in einer Anordnung finden, welche nach einer willkührlichen Reihenfolge der einfachen

Stoffe getroffen ist, in irgend eine beliebige Stelle (wenn überhaupt) eine allgemeine Regel über den Eintritt gewisser Prozesse einwebt, oder gelegentlich hier und da einen Ueberblick gestattet über ein ausgedehnteres Gebiet von gleichartigen chemischen Körpern, oder sogleich vom Anfange an Dinge behandelt, die dem Schüler noch völlig unverständlich sind, oder aus diesem Grunde sie nicht behandelt und dadurch die Gelegenheit versäumt, die Schüler über solche Gegenstände aufzuklären?

Die Gewinnung wesentlicher Gesichtspunkte und die fortwährende Vergegenwärtigung derselben ist es, was ein für den wissenschaftlichen Unterricht zu Grunde gelegtes Lehrbuch erstreben muss.

Die Chemie hat 1) mit der Naturbeschreibung die Aufgabe gemein, die Eigenschaften der Körper aufzusuchen und die Körper nach den mehr oder weniger wesentlichen Eigenschaften in ein System einzuordnen; 2) sie hat wie die Physik zu untersuchen, unter welchen Umständen das Gleichgewicht zwischen den wirkenden Kräften gestört und wie in Folge dessen Körper vergehen und aus ihnen neue entstehen — sie hat also das Wesen der chemischen Prozesse zu ergründen; 3) die Chemie ist eine Kunst, welche der Schüler zu erlernen und durch geistige und körperliche Thätigkeit zu üben hat — eine Kunst, welche als Synthesis oder als Analysis die Aufgabe zu lösen hat, Körper darzustellen, oder ihre Eigenschaften durch Ermittelung ihrer Bestandtheile zu erkennen. Diese drei Seiten des Charakters der chemischen Wissenschaft müssen in der Anordnung des Lehrbuches sichtbar verkörpert sein. Die Reihenfolge der genannten drei Abtheilungen des Lehrbuches ergiebt sich einfach daraus, dass man, wenn ein Körper chemisch verändert werden soll, zuerst seine Eigenschaften kennen muss, und dass man auf Grund anderweitiger Kenntniss wenigstens vermuthen muss, welche Körper als Produkte der Veränderung möglicherweise hervorgehen können — erst dadurch wird man in den Stand gesetzt, die Umstände, unter welchen die Veränderungen eintreten

können, zu bestimmen, und die Apparate zu wählen, welche zur Ausführung des Versuchs in Anwendung kommen müssen. Die Betrachtung der Eigenschaften der Körper muss daher im Leitfaden der Betrachtung der Prozesse vorangehen.

Als Pensa für die einzelnen Classen kann ich auf Grund langjähriger Erfahrung unter der Voraussetzung, dass die Chemie in Secunda und Prima vier Jahre hintereinander getrieben wird, folgende Anordnung empfehlen:

Secunda erstes Jahr: Allgemeine Chemie, incl. Krystallographie und von der speciellen Chemie die Uebersicht der anorganischen Körper mit besonderer Berücksichtigung der Mineralien.

Secunda zweites Jahr: Das Wichtigste aus der allgemeinen Chemie excl. Krystallographie, eine Uebersicht der wichtigsten Repräsentanten der verschiedenen Gruppen der Körper ohne Bevorzugung der Mineralien, und hierauf die Verbindungsprozesse und die Zersetzungsprozesse.

Prima erstes Jahr: Wiederholung des Pensums der Secunda, ausserdem die Substitutionsprozesse und Anleitung zur chemischen Analyse.

Prima zweites Jahr: Wiederholung des Pensums der Secunda, ausserdem die Substitutionsprozesse und die organische Chemie.

Uebungen im Laboratorium gehen mit dem systematischen Unterricht Hand in Hand, und stützen sich theils auf die systematische Uebersicht der chemischen Prozesse, theils auf die Uebersicht der Darstellungsmethoden der wichtigsten anorganischen Körper, theils auf die Uebersicht der wichtigsten Reaktionen zur Erkennung der Bestandtheile der anorganischen Verbindungen, theils auf Gegenstände der organischen Chemie.

Zur Vermeidung von Missverständnissen muss ich nochmals betonen, dass das vorliegende Buch ein Leitfaden für den Unterricht sein soll, und dass es dabei einen Lehrer voraussetzt, welcher weiss, wie er dieses oder jenes Gesetz durch Experimente zu erläutern hat. Aus diesem Grunde habe ich es unterlassen, z. B. bei Erörterung der stöchiometrischen Verhältnisse der Körper Versuche anzu-

geben, durch welche der Schüler eine Einsicht in diese Verhältnisse gewinnen soll. Ferner verbietet der Begriff eines Leitfadens nicht, nebenbei hier und da, wenn es gerade angemessen erscheint, einen Blick in eine andere Richtung zu werfen; z. B. setze ich, wenn ich in § 75 die Eigenschaften des Wasserstoffs durchgehe, nicht etwa eine Flasche oder ein Gasometer voll Wasserstoff fix und fertig vor die Schüler, sondern ich stelle das Wasserstoffgas z. B. aus Wasser durch Natrium, oder aus Chlorwasserstoff durch Zink vor den Augen der Schüler dar, indem ich als Nebensache auch die Darstellungsweise kurz erläutere; werden diese Bemerkungen vergessen, so schadet es nicht viel, weil sie später bei Erörterung der chemischen Prozesse als Hauptsachen behandelt werden, und werden sie im Gedächtnisse behalten, so nützen sie einigermaassen.

In Bezug auf die Menge des Materials, z. B. in der systematischen Uebersicht der Körper kann der Lehrer nach Bedürfniss Beschränkungen treffen, indem er, wie bei der Erläuterung des zoologischen und botanischen Systems, auf einige Gegenstände mehr Aufmerksamkeit richtet, als auf andere, oder die Zusammenstellung in ähnlicher Weise benutzt, wie man beim Studium der fremden Sprachen ein Wörterbuch zu Rathe zieht. Dass ich von den jetzt bekannten 63 Elementen und ihren Verbindungen die einen vor den anderen bevorzugt habe, ist durch offen vorliegende Umstände motivirt; ebenso ist die Zurücksetzung der organischen Chemie in einem Leitfaden für Schulen, welche die Chemie nicht als Fachstudium, sondern als Bildungsmittel betreiben, sachgemäss und bedarf daher keiner Entschuldigung.

Ruhrort, im Januar 1872.

J. Loth.

Inhalt.

Einleitung.

Seite

Name und Begriff der Chemie § 1. 1

Allgemeine Chemie.

Die äusseren oder physikalischen Eigenschaften der Körper.

Volumen. Masse. Porosität. Moleküle. Ausdehnbarkeit. Zusammendrückbarkeit. § 3. 3

Cohäsion. Härte. Aggregatzustand. 4—12. 4

Gestalt der Körper. Amorphie. 13. 14. 14

Krystallbildung. 15—20. 17

Krystallographie. 21. 20

I. Das reguläre System. 22—24. 23
II. Das quadratische System. 25—27. 30
III. Das rhombische System. 28—30. 33
IV. Das monokline System. 31—32. 36
V. Das dikline System. 33. 40
VI. Das trikline System. 34. 35. 40
VII. Das hexagonale System. 36—39. 41

Hemimorphismus. Zwillingskrystalle. Spaltungsrichtungen. Isomorphie. Heteromorphie. 40—44. 46

Volumengewicht der Körper. 45. 52

Thermische Eigenschaften der Körper. Wärmeleitung. Ausdehnung. Specifische Wärme. 46. 47. 53

Elektrische Eigenschaften der Körper. Elektrische Spannungsreihe. Elektrisches Leitungsvermögen. Thermoelektrizität. 48. 49. 56

Seite

Magnetische Eigenschaften der Körper. 50. 58

Optische Eigenschaften der Körper. Durchsichtigkeit. Glanz. Farbe. Lichtbrechung. Spectrum. 51—55. 59

Die inneren oder chemischen Eigenschaften der Körper.

Einfache und zusammengesetzte Körper. 56. 57. 63

Die Gewichtsverhältnisse der chemischen Verbindungen. Aequivalententafel. Aeltere Auffassung der chemischen Constitution der Körper. 58—63. 65

Die Volumenverhältnisse der chemischen Verbindungen. Tafel der Atomgewichte. Werthigkeit. Typen 75

Chemische Formeln. Berechnung der Zusammensetzung der Körper. 69—71. 83

Specielle Chemie.

Die anorganischen Körper.

Uebersicht der wichtigsten anorganischen Körper mit besonderer Berücksichtigung der Mineralien.

I. Die einfachen Stoffe 86
Metalle. Nichtmetalle. 72—79. 86

II. Verbindungen vom Typus Chlorwasserstoff H_nCl_n. 80—85. 104
1. Haloïdsäuren vom einfachen Typus Chlorwasserstoff. 81. . . . 105
2. Haloïdsäuren vom mehrfachen Typus Chlorwasserstoff. 82. . . 107
3. Haloïdsalze vom einfachen Typus Chlorwasserstoff. 83. . . . 107
4. Haloïdsalze vom zweifachen Typus Chlorwasserstoff. 84. . . . 109
5. Haloïdsalze vom mehrfachen Typus Chlorwasserstoff. 85. . . 111

III. Verbindungen vom Typus Wasser $\left.\begin{matrix}H_n\\H_n\end{matrix}\right\}O_n$. 86—118. 112
A. Sauerstoffverbindungen. 87—112. 114
1. Wasser. 87. 114
2. Sauerstoffsäuren und ihre Anhydride. 88—91. 119
Sauerstoffsäuren vom einfachen Typus Wasser. 88. 119
Sauerstoffsäuren vom zweifachen Typus Wasser. 89. . . . 122
Sauerstoffsäuren vom dreifachen Typus Wasser. 90. . . . 125
Sauerstoffsäuren vom vierfachen Typus Wasser 91. . . . 127
3. Sauerstoffbasen und ihre Anhydride. 92—97. 130
Sauerstoffbasen vom einfachen Typus Wasser. 93. 130
Sauerstoffbasen vom zweifachen Typus Wasser. 94. . . . 132
Anhydride von Sauerstoffbasen vom dreifachen Typus Wasser. 95. 134

Seite
Sauerstoffbasen vom vierfachen Typus Wasser. 96. 135
Sauerstoffbasen vom sechsfachen Typus Wasser. 97. 135
4. Sauerstoffsalze. 98—111. 137
Salpetersaure Salze oder Nitrate. 99. 138
Unterchlorigsaure Salze oder Hypochlorite. 100. 141
Chlorsaure Salze oder Chlorate. 101. 141
Uebermangansaure Salze oder Hypermanganate. 102. . . . 141
Schwefelsaure Salze oder Sulfate. 103. 142
Unterschwefligsaure Salze oder Hyposulfite. 104. 147
Schwefligsaure Salze oder Sulfite. 105. 148
Mangansaure Salze oder Manganate. 106. 148
Chromsaure Salze oder Chromate. 107. 149
Kohlensaure Salze oder Carbonate. 108. 150
Phosphorsaure Salze oder Phosphate. 109. 156
Borsaure Salze oder Borate. 110. 158
Kieselsaure Salze oder Silicate. 111. 159
5. Anomale Sauerstoffverbindungen. 112. 167
B. Schwefelverbindungen. 113—118. 170
1. Schwefelwasserstoff. 114. 171
2. Sulfosäuren und ihre Anhydride. 115. 172
3. Sulfobasen und ihre Anhydride. 116. 173
4. Sulfosalze. 117. 176
5. Anomale Schwefelverbindungen. 118. 178
IV. Verbindungen vom Typus Ammoniak $H_{3n}N_n$. 119. 180
V. Verbindungen vom Typus Kohlenwasserstoff $H_{4n}C_n$. 120. 181
VI. Verbindungen von unbestimmtem Typus. 121—123. 182

Die chemischen Prozesse der anorganischen Körper.

A. Systematische Uebersicht der chemischen Prozesse. 124—171. 187
I. Die Verbindungsprozesse 125—137. 189
1. Verbindung des Sauerstoffs mit Metallen ohne Einwirkung von Wasser, namentlich bei höherer Temperatur. 126. 189
2. Verbindung des Sauerstoffs mit Nichtmetallen ohne Einwirkung von Wasser, namentlich bei höherer Temperatur. 127. . . 192
3. Verbindung der Metalle mit den Bestandtheilen der atmosphärischen Luft bei gewöhnlicher Temperatur. 128. 197
4. Verbindung der einfachen Stoffe mit Schwefel, sobald Schwefel als elektronegatives Element auftritt. 129. 199
5. Verbindung der einfachen Stoffe mit den Salzbildern Chlor, Brom, Jod, Fluor, sobald diese letzteren als elektronegative Elemente auftreten. 130. 201
6. Verbindung der zusammengesetzten Stoffe mit Sauerstoff. 131. . 203
7. Bildung von Sauerstoffbasen durch Verbindung von Metalloxyden mit Wasser. 132. 206
8. Bildung von Sauerstoffsäuren durch Verbindung von Säureanhydriden mit Wasser. 133. 207

Seite

9. Bildung von Sauerstoffsalzen durch Verbindung von Säureanhydriden mit Metalloxyden. 134. 209
10. Bildung von Ammoniumsalzen durch Verbindung von Ammoniak mit Säuren. 135. 209
11. Bildung von Doppelsalzen durch Verbindung von zwei einfachen Salzen. 136. 211
12. Verbindung der chemischen Körper mit Krystallwasser. 137. . 212

II. Die Zersetzungsprozesse. 138—148. 213

1. Zersetzung der Oxyde der edelen Metalle in Metall und Sauerstoff. 139. 214
2. Zersetzung der Metall-Superoxyde in Metalloxyd und Sauerstoff. 140. 215
3. Zersetzung der Verbindungen des Goldes und Platins durch Einwirkung der Wärme. 141. 216
4. Zersetzung der Metallhydroxyde durch Einwirkung der Wärme. 142. 217
5. Zersetzung der Carbonate durch Einwirkung der Wärme. 143. . 219
6. Zersetzung der Sulfate durch Einwirkung der Wärme. 144 . . 222
7. Zersetzung der Nitrate durch Einwirkung der Wärme. 145. . . 224
8. Zersetzung der Chlorate durch Einwirkung der Wärme. 146. . 226
9. Zersetzung der chemischen Verbindungen durch Einwirkung des Lichts. 147. 226
10. Zersetzung der chemischen Verbindungen durch den galvanischen Strom. 148. 227

III. Die Substitutionsprozesse. 149—171. 231

1. Ausscheidung der Metalle aus Salzlösungen durch andere Metalle bei niederer Temperatur. 150. 232
2. Ausscheidung der Metalle aus ihren Verbindungen durch andere Metalle bei höherer Temperatur. 151. 234
3. Zersetzung des Wassers mit Metallen. 152. 236
4. Zersetzung der Sauerstoffverbindungen mit Wasserstoffgas bei höherer Temperatur. 153. 237
5. Zersetzung der Sauerstoffverbindungen mit Kohlenstoff bei höherer Temperatur. 154. 238
6. Oxydation der einfachen und zusammengesetzten Stoffe durch Salpetersäure, Chromsäure und Uebermangansäure. 155. . . 245
7. Bildung von Salzen durch Einwirkung der concentrirten Schwefelsäure auf Metalle bei höherer Temperatur. 156. 250
8. Bildung von Salzen durch Zersetzung der wässerigen Schwefelsäure und Salzsäure durch Metalle bei niederer Temperatur. 157. 251
9. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Basen mit Säuren unter Ausscheidung von Wasser. 158. 252
10. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Basen mit den Anhydriden der Sauerstoffsäuren unter Ausscheidung von Wasser. 159. 253

Seite

11. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Metalloxyden mit Säuren unter Ausscheidung von Wasser. 160. 255
12. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Salzen mit Säuren unter Ausscheidung von Säuren. 161. 256
13. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Salzen mit Basen unter Ausscheidung von Basen. 162. 261
14. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Salzen mit Salzen. 163. 263
15. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Sulfiden mit Schwefelsäure oder Salzsäure unter Ausscheidung von Schwefelwasserstoff. 164. 265
16. Bildung von Sulfiden durch Zersetzung von Salzen mit Schwefelwasserstoff unter Ausscheidung von Säuren. 165. 266
17. Bildung von Salzen und Sulfiden durch Zersetzung von Salzen mit Sulfiden. 166. 267
18. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Sauerstoffsäuren auf Metallsuperoxyde unter Ausscheidung von Sauerstoff. 167. . 268
19. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Haloïdsäuren auf Metallsuperoxyde unter Ausscheidung der Salzbilder. 168. . 269
20. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Haloïdsäuren auf Metalle bei gleichzeitiger Mitwirkung von Salpetersäure. 169. 270
21. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Basen oder Metalloxyden auf einfache Stoffe oder Oxyde. 170. 271
22. Zersetzung der Metallverbindungen durch Einwirkung der Alkalien oder der alkalischen Erden oder ihrer Carbonate mit oder ohne Kohle in der Glühhitze. 171. 274

B. Uebersicht der Darstellungsmethoden der wichtigsten anorganischen Körper. 172—197. 275

Wasserstoff. Wasserstoff. 172. 275
Chlor. Chlor. Chlorwasserstoff. 173. 276
Fluor. Fluorwasserstoff. 174. 276
Sauerstoff. Sauerstoff. Wasserstoffoxyd. 175. 276
Schwefel. Schwefel. Schwefelwasserstoff. Schwefligsäureanhydrid. Schwefelsäure. Schwefelsäureanhydrid. 176. 278
Stickstoff. Stickstoff. Stickstoffoxydul. Stickstoffoxyd. Stickstoffsuperoxyd. Salpetersäure. Ammoniak. Ammoniumchlorid. Ammoniumnitrat. Ammoniumsulfat. 177. 279
Phosphor. Phosphor. Phosphorwasserstoff. Phosphorigsäureanhydrid. Phosphorsäure. Phosphorsäureanhydrid. 178. . . . 281
Arsen. Arsen. Arsenigsäureanhydrid. Dreifach-Schwefelarsen. 179. 282
Bor. Borsäure. Borsäureanhydrid. 180. 282
Silicium. Siliciumsäure. Siliciumsäureanhydrid. 181. 283
Kohlenstoff. Kohlensäureanhydrid. Kohlenoxydgas. Schwefelkohlenstoff. 182. 283
Kalium. Kalium. Kaliumhydroxyd. Kaliumchlorid. Kaliumhypochlorit. Kaliumchlorat. Kaliummonosulfid. Kaliumsulfat. Kaliumnitrat. Kaliumsilicat. 183. 284
Natrium. Natrium. Natriumhydroxyd. Natriumhypochlorit. Natriumsulfat. Natriumnitrat. Natriumborat. Natriumcarbonat. 184. 286

Seite

Calcium. Calcium. Calciumchlorid. Calciumhypochlorit. Calciumoxyd. Calciumhydroxyd. Calciumsulfid. Calciumsulfat. Calciumcarbonat. 185. 286
Baryum. Baryum. Baryumchlorid. Baryumoxyd. Baryumhydroxyd. Baryumsulfid. Baryumsulfat. Baryumnitrat. Baryumcarbonat. 186. 288
Magnesium. Magnesium. Magnesiumoxyd. Magnesiumhydroxyd. 187. 289
Aluminium. Aluminium. Aluminiumoxyd. Aluminiumhydroxyd. Aluminiumsulfat. Ammoniumalumiumsulfat. Kaliumaluminiumsulfat. 188. 290
Zink. Zink. Zinkchlorid. Zinkoxyd. Zinkhydroxyd. Zinksulfat. 189. 291
Eisen. Eisen. Ferrochlorid. Ferrichlorid. Eisenhydroxydul. Eisenoxyduloxyd. Eisenhydroxyd. Eisenoxyd. Eisenmonosulfid. Ferrosulfat. Ferrisulfat. Ammoniumferrisulfat. 190. . . . 292
Mangan. Manganochlorid. Manganosulfat. Manganocarbonat. Kaliummanganat. Kaliumhypermanganat. 191. 295
Chrom. Chromhydroxyd. Chromoxyd. Chromsäure. Chromsulfat. Kaliumchromsulfat. Kaliumchromat. Kaliumbichromat. 192. . 296
Blei. Blei. Bleichlorid. Bleijodid. Bleioxyd. Bleisuperoxydul. Bleisuperoxyd. Bleisulfid. Bleisulfat. Bleinitrat. Bleichromat. 193. 297
Kupfer. Kupfer. Kupferchlorid. Kupferhydroxyd. Kupferoxyd. Kupfersulfat. Kupfercarbonat. Kupfernitrat. 194. 300
Quecksilber. Quecksilber. Mercurochlorid. Mercurichlorid. Quecksilberjodid. Quecksilberoxydul. Quecksilberoxyd. Quecksilbersulfid. Mercuronitrat. Mercurinitrat. 195. 302
Silber. Silber. Silberchlorid. Silbersulfid. Silbernitrat. 196. . 304
Gold. Gold. Goldchlorid. 197. 305
Platin. Platin. Platinchlorid. Kaliumplatinchlorid. Ammoniumplatinchlorid. 198. 306

C. Uebersicht der wichtigsten Reactionen zur Erkennung der Bestandtheile der anorganischen Verbindungen . 307

Verbindungen der Alkalimetalle K, Na, NH_4. 199. 307
Verbindungen der Metalle der alkalischen Erden Ba, Sr, Ca. 200. . 308
Verbindungen von Mg. 201. 308
Verbindungen von (Al_2) und (Cr_2). 202. 309
Verbindungen von (Fe_2). 203. 309
Verbindungen von Fe, Mn, Ni, Co, Zn. 204. 310
Verbindungen von Cu und Hg. 205. 311
Verbindungen von Pb, (Hg_2) und Ag. 206. 312
Verbindungen von Au und Pt. 207. 313
Arsenverbindungen. 208. 313
Sulfide. 209. 314
Chloride. 210. 314
Jodide. 211. 314
Fluoride. 212. 314

Seite

Sulfate. 213. 315
Carbonate. 214. 315
Silicate. 215. 315
Nitrate. 216. 315

Die organischen Körper.

Die Eigenschaften der organischen Körper im Allgemeinen 217—219 . . 316
Unterschied der anorganischen und organischen Körper. Isomere Verbindungen 217. 317
Homologe und heterologe Reihen. 218. 319
Entstehung der organischen Verbindungen. 219. 320

Die Kohlenhydrate, oder Zucker und zuckerbildende Stoffe. 220—225. . . 321
Cellulose. 221. 321
Amylum oder Stärke. 222. 323
Gummi. Dextrin oder Stärkegummmi. Arabisches Gummi. Pflanzenschleim 223. 323
Zucker. Rohrzucker. Milchzucker. Traubenzucker. Fruchtzucker. 224. 324
Pektinkörper. 225. 326

Die Alkohole. 226—228. 326
1. Die nach dem einfachen Typus Wasser zusammengesetzten Alkohole. Aethylalkohol. (Aethyl-Aether.) Methylalkohol. Amylalkohol. 227. 327
2. Die nach dem dreifachen Typus Wasser zusammengesetzten Alkohole. Glycerin. 228. 331

Die Säuren und ihre salzartigen Verbindungen. 225—229. 332
1. Die Säuren vom einfachen Typus Wasser. 230—232. . . . 332
A. Säuren von der allgemeinen Formel $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n-1}O \\ H \end{matrix}\right\}$ O oder Fettsäuren. Formylsäure. Acetylsäure. Butyrylsäure. Palmitylsäure. Stearylsäure. (Palmitin. Stearin.) Cerotylsäure. 231. 332
B. Säuren von der allgemeinen Formel $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n-3}O \\ H \end{matrix}\right\}$ O oder Oelsäuren. Oleylsäure. 232. 338
2. Die Säuren vom zweifachen Typus Wasser. Milchsäure. Oxalsäure. Bernsteinsäure. Pyrotartrylsäure. 233. 339
3. Die Säuren vom mehrfachen Typus Wasser. Apfelsäure. Weinsäure. Citronensäure. 234. 342
Die Gerbstoffe. 235. 344

Die Alkaloïde oder Pflanzenbasen. 236—238. 345
Flüchtige Alkaloïde. Coniin. Nicotin. 237. 346
Nicht flüchtige Alkaloïde. Opium-Alkaloïde. Chinin. Cinchonin. Strychnin. Brucin. Atropin. Aconitin. Veratrin. Piperin. Theobromin. Caffeïn. 238. 346

	Seite
Aromatische Verbindungen, ätherische Oele und Harze. 239—249. . . .	348
1. Aromatische Verbindungen. Benzol. Phenol. Kreosot. Naphtalin. Anthracen. Paraffin. Steinöl. 240.	348
2. Aetherische Oele. 241—244.	350
A. Sauerstofffreie flüchtige Oele. Terpentinöl. Citronenöl. Bergamottöl. u. s. w. 242.	351
B. Sauerstoffhaltige flüchtige Oele und Campher. Bittermandelöl. Japan-Campher. Kumarin. 243.	352
C. Schwefelhaltige flüchtige Oele. 244.	353
3. Harze. 245—249.	353
A. Weichharze. Terpentin. Copaivabalsam. Perubalsam. 246.	353
B. Hartharze. Gummilack. Copal. Weihrauch. Benzoëharz. (Benzoësäure.) Bernstein. Asphalt. 247.	354
C. Gummiharze. Gummi-Gutti. Myrrhe. Asa foetida. 248. . .	356
Die Kautschukkörper. Kautschuk. Gutta-Percha. 249. . .	356
Die Chromogene und Farbstoffe. 250—254.	357
Anilinfarben. 251.	358
Alizarin. 252.	359
Indigo. 253.	359
Rothe, blaue, gelbe, grüne Farbstoffe. 254.	360
Die Eiweisskörper. 255—262.	361
Albumin. 256.	362
Caseïn. 257.	363
Fibrin. 258.	364
Blutkörperchen. 259.	365
Leimgebende Stoffe. 260.	365
Horn. Fibroïn. 261.	366
Harnstoff. Harnsäure. Hippursäure. 262.	367
Uebersicht der wichtigsten Reactionen zur Erkennung der Bestandtheile der organischen Verbindungen. 263. 264.	
Die qualitative Elementaranalyse. 263.	368
Die quantitative Elementaranalyse. 264.	369
Bestimmung der chemischen Formeln aus der procentischen Zusammensetzung der Verbindungen. 265.	370

Einleitung.

Name und Begriff der Chemie.

1. Der Name der Chemie ist von zweifelhafter Abstammung. Früher glaubte man, das Wort Chemie sei arabischer Abkunft, zu welcher Ansicht man durch die Bildung des Wortes Alchymie, welches bis ins Mittelalter hinein gleichbedeutend mit Chemie gebraucht wurde und in welchem al arabischer Artikel sein soll, und zugleich auch durch den Umstand geleitet wurde, dass wir das erste umfassende Werk einem Araber Geber oder Dschafar (im achten Jahrhundert nach Chr.) verdanken. Da aber nachgewiesen ist, dass der Name chemia schon vor der Zeit, als die Araber die Wissenschaften eifrig zu treiben anfingen, schon im dritten Jahrhundert nach Chr. bei griechischen und römischen Schriftstellern, namentlich bei alexandrinischen Gelehrten, vorkommt, so ist dadurch die Behauptung des arabischen Ursprungs des Namens widerlegt. Zweifelhaft sind ebenfalls die Ableitungen aus dem griechischen cheo (giessen, schmelzen) oder aus chymos (Saft). Am meisten für sich hat A. v. Humboldt's Erklärung, der das Wort aus dem Aegyptischen ableitet, indem er sich auf eine Stelle des Plutarch beruft; hiernach nannten die Aegypter ihr Land chemi wegen des schwarzen Erdreichs; auch im Koptischen bedeutet cham jetzt noch „schwarz". Es wäre also hiernach Chemie die ägyptische Kunst. Ob hiermit der deutsche Ausdruck Schwarzkünstler im Zusammenhange steht, möchte zweifelhaft sein.

Die Chemie im engsten Sinne des Worts betrachtet die Erscheinungen und Veränderungen, sowie die Gesetze der Veränderungen, welche durch Einwirkung von Stoffen verschiedener Qualität erzeugt werden; ausserdem aber greift sie noch in ein anderes weites Gebiet über, welches ihr von der Physik, und sobald es sich um

organische Körper handelt, von der Physiologie streitig gemacht wird; hierhin gehören vornehmlich die Lehre von der Wärme, Elektricität und den Lebensprocessen der Pflanzen und Thiere. Die Eigenschaften, welche den Begriff eines Stoffes bilden, oder durch welche sich die einzelnen Stoffe von einander unterscheiden, zerfallen in äussere oder physikalische und in innere oder chemische Eigenschaften.

Allgemeine Chemie.

Die äusseren oder physikalischen Eigenschaften der Körper.

2. Die physikalischen, durch die verschiedenen Sinnesorgane wahrnehmbaren Eigenschaften betreffen Volumen, Porosität, Theilbarkeit, Cohäsion, Aggregatzustand, Gestalt, Dichte, sowie das thermische, elektrische, magnetische und optische Verhalten der Körper.

Volumen. Masse. Porosität. Theilbarkeit. Moleküle. Ausdehnbarkeit. Zusammendrückbarkeit.

3. Unter Volumen versteht man den Raum, den ein Körper einnimmt, während die Menge der Materie, welche den Raum einnimmt, seine Masse heisst. Die Materie erfüllt den Raum nicht stetig in allen Theilen, sondern es finden sich innerhalb der Materie Räume, die nicht mit derselben Materie ausgefüllt sind; diese Räume heissen Poren. Bei vielen Körpern lassen sich die Poren mit blossen Augen nachweisen, bei andern dagegen zeigt sich die Porosität erst durch die Beobachtung, dass Flüssigkeiten in das Innere von scheinbar unporösen Körpern eindringen z. B. Oel in Marmor, Wasser in Eisen bei starkem Druck, dass gegossene Metalle eine geringere Dichte zeigen als gehämmerte z. B. Gold, oder dass Metall-Legirungen einen geringeren Raum einnehmen als die einzelnen Bestandtheile zusammen, z. B. Silber-Blei, Kupfer-Zink, Kupfer-Zinn, Blei-Wismuth, Blei-Antimon.

Neuere naturwissenschaftliche Untersuchungen haben sich vielfach mit der Frage beschäftigt, ob die Materie aus ununterbrochen und unmittelbar an einander stossenden Theilchen bestehe, oder ob zwischen den Theilchen sich Zwischenräume befinden, die entweder leer oder mit fremder Materie ausgefüllt sind; ebenso hat man auf verschiedenen Wegen zu ergründen gesucht, ob die Materie bis ins Unendliche theilbar sei, oder ob die Theilbarkeit eine Grenze habe. Die Verfechter der letztern Ansicht, die Atomisten, sind nun, unterstützt durch Untersuchungen, welche auf verschiedenen Gebieten der Physik angestellt sind, zu dem Resultate gelangt, dass jede Materie aus sehr kleinen, nicht weiter theilbaren Körperchen bestehe, welche sowohl in derselben Materie, als auch in verschiedenen Materien von gleichem unveränderlichem Volumen seien, und durch Zwischenräume von einander getrennt werden. Diese hypothetischen sehr kleinen, nicht mehr mechanisch theilbaren Körperchen nennt die neuere Chemie Moleküle (molecula). Die Zwischenräume, welche sich zwischen den Molekülen befinden, werden nach der neuern Theorie von einer höchst feinen, elastischen, den ganzen Weltraum erfüllenden hypothetischen Materie, dem Aether, ausgefüllt. Da die Moleküle selbst in Bezug auf ihr Volumen unveränderlich sind, so beruht die Ausdehnbarkeit und die Zusammendrückbarkeit (namentlich der Gase) auf der Raumveränderung des Aethers; die Moleküle werden durch eine allen Körpertheilchen eigene Kraft, die Anziehungskraft, angezogen und vor der Berührung gehindert durch die Abstossungskraft.

Cohäsion. Härte. Aggregatzustand.

4. Von dem Vorhandensein oder dem Ueberwiegen der einen oder der andern Kraft, sind die Erscheinungen der Cohäsion abhängig. Die Cohäsion äussert sich zunächst in den Aggregatzuständen, dem elastisch-flüssigen oder gasförmigen, dem tropfbar-flüssigen und dem starren. Bei den elastisch-flüssigen Körpern ist die gegenseitige Abstossung der Moleküle so bedeutend, dass sie stets das Bestreben zeigen einen grössern Raum einzunehmen; dieses letztere Bestreben wird Expansion genannt. Nach dem Mariotte'schen Gesetze (1660), verhält sich die Expansion jedes luftförmigen Körpers, sobald die Temperaturen gleich sind, und so lange der luftförmige Körper noch nicht das Bestreben hat, in den

tropfbar-flüssigen Zustand überzugehen, wie seine Dichtigkeit, oder: Es verhält sich die Dichtigkeit eines luftförmigen Körpers, wie die drückende Kraft, oder: Es verhalten sich die Volumina eines luftförmigen Körpers umgekehrt wie die Kräfte, mit welchen sie zusammengedrückt werden. Während die Cohäsion bei den gasförmigen Körpern gar nicht vorhanden ist, ist sie bei den tropfbar-flüssigen und starren Körpern thätig. Bei den ersteren ist sie nur schwach und bedingt die Tropfenbildung; da wegen der Schwäche der Cohäsion die Verschiebbarkeit der Theilchen sehr leicht ist, so stört schon die Schwerkraft den Zusammenhang der Theilchen und bewirkt, dass die Flüssigkeiten in grösseren Massen innerhalb eines Gefässes horizontale Oberflächen anzunehmen suchen. Bei den starren Körpern ist die Cohäsion stärker als die Schwerkraft, und äussert sich in mannigfachen Erscheinungen, als Härte, Sprödigkeit, Elastizität, Dehnbarkeit u. s. w.

5. Hart nennt man einen Körper, dessen Theilchen schwer zu trennen, namentlich schwer zu verschieben sind, der also schwer Eindrücke auf seiner Oberfläche annimmt. Die Härte ist für die Erkennung der chemischen Körper, namentlich wenn die übrigen physikalischen und die chemischen Merkmale Schwierigkeiten bieten, ein ungemein wichtiges Merkmal. Werner unterschied für die Mineralien fünf Härtestufen: er nannte ein Mineral a) hart, wenn es von der Feile nicht angegriffen wird und am Stahle Funken giebt; b) halbhart, wenn es am Stahle zwar keine Funken giebt, aber von der Feile und dem Messer noch schwierig angegriffen wird; c) weich, wenn es leicht vom Messer, nicht aber vom Nagel des Fingers geritzt wird; d) sehr weich, wenn es schon vom Fingernagel geritzt wird; und e) zerreiblich, wenn es sich zwischen den Fingern leicht zu Pulver zerreiben lässt. Da Feile, Messer, Fingernagel in ihrer Härte oft sehr verschieden sind, und ausserdem die 5 Härtestufen Werners die Verschiedenheiten in der Härte noch nicht genau genug unterscheiden, so hat die Mohs'sche Härteskala, in welcher 10 Stufen unterschieden werden, und zwar in der Weise, dass 10 Mineralien, welche in ihrer Härte ungefähr gleich weit abstehen, als Normalkörper aufgestellt werden und versucht wird, von welchen der Normal-Mineralien das zu untersuchende Mineral geritzt wird und welche es ritzt, in neuerer Zeit viel Anklang gefunden und ist ziemlich allgemein im Gebrauch. Die 10 Normal-Mineralien sind: 1. Talk, 2. Gyps, 3. Kalkspath, 4. Flussspath, 5. Apatit, 6. Feldspath, 7. Quarz, 8. Topas, 9. Korund, 10. Diamant.

Spröde ist ein Körper, wenn sich jede Unterbrechung des Zusammenhangs, welche durch einen spitzen Körper veranlasst ist, von selbst nach vielen Richtungen fortsetzt, so dass sich kleine Risse und Sprünge bilden und sich Splitter oft mit knisterndem Geräusche ablösen, z. B. Feldspath, Zinkblende. Ein geringerer Grad der Sprödigkeit ist die Milde, wenn sich beim Ritzen mit einem spitzen Körper die Unterbrechung des Zusammenhangs nur wenig fortsetzt und die abgetrennten Theilchen nur zerpulvert sind und nicht wegspringen, z. B. Speckstein, Kupferglanz. Der geringste Grad der Sprödigkeit oder die Negation derselben ist die Geschmeidigkeit; sie findet statt, wenn der Zusammenhang der Theilchen gerade nur so weit unterbrochen wird, als der ritzende Körper eingedrungen ist, so dass dabei keine Splitter, noch Pulvertheilchen entstehen, sondern die bei Seite geschobenen Theilchen ihren Zusammenhang mit dem Ganzen behaupten, z. B. Silberglanz, Silber, Kupfer, Blei. Biegsam nennt man einen Körper, wenn dünne Plättchen sich biegen lassen, ohne bei nachlassendem Drucke ihre frühere Form wieder anzunehmen, z. B. Chlorit, Gyps (in einigen Varietäten). Elastisch sind diejenigen Körper, welche nach ihrer Zusammendrückung in ihre vorige Lage und Form zurückspringen; dehnbar sind diejenigen, welche sich ohne zu zerspringen unter dem Hammer strecken und zu Draht ausziehen lassen.

6. Der Aggregatzustand der chemischen Körper ist kein absoluter, d. h. er ist nicht unter allen Umständen derselbe, also ein Körper ist nicht unter allen Umständen starr, oder nicht unter allen Umständen tropfbar-flüssig, oder nicht unter allen Umständen elastisch-flüssig, sondern er kann unter gewissen Umständen starr, unter andern flüssig und wieder unter andern gasförmig sein; auch kann ein Körper nur in einem einzigen, oder in zwei, oder in allen drei Aggregatzuständen existiren. So kennt man den Sauerstoff, den Stickstoff, den Wasserstoff, das Kohlenoxydgas nur im gasförmigen Aggregatzustande, die Kohle nur im starren Aggregatzustande; man nennt die ersteren permanent gasförmig, den letzteren Stoff permanent starr; einige andere Stoffe existiren nur im starren und gasförmigen Zustande (wenigstens unter gewöhnlichem Drucke), z. B. Chlorammonium, Quecksilberchlorür, Arsen; andere Stoffe kennen wir nur im starren und flüssigen Zustande, z. B. Stearin und viele Metalle; andere nur im flüssigen und gasförmigen Aggregatzustande, z. B. Alkohol, Schwefelkohlenstoff. Ob diese Stoffe wirklich nicht fähig sind in allen drei Aggregatzuständen zu erscheinen,

oder ob wir nur die Mittel nicht kennen, durch welche die fehlenden Aggregatzustände hervorgerufen werden, muss der Zukunft zur Entscheidung überlassen bleiben. Sehr viele Körper dagegen existiren in allen drei Aggregatzuständen, z. B. Wasser, Schwefel, Phosphor, Jod. Es ist allgemein bekannt, dass Wasser durch Abkühlen zu Eis wird, d. h. den starren Aggregatzustand annimmt, während es beim Erhitzen verdampft, d. h. in den gasförmigen Aggregatzustand übergeht. Umgekehrt wird Wasserdampf durch Abkühlen, und Eis durch Erwärmen zu flüssigem Wasser. Die Wärme ist also eine von den Ursachen, welche die Veränderung der Aggregatzustände veranlassen; ausserdem sind aber die Druckverhältnisse und die Lösungsverhältnisse ebenfalls für die Veränderung der Aggregatzustände von Bedeutung.

7. a) Die Veränderung des Aggregatzustandes wird häufig durch Veränderung der Wärmeverhältnisse bedingt, und zwar werden die Körper durch Erhöhung der Temperatur im Allgemeinen in einen weniger cohärenten Aggregatzustand übergeführt. Die Temperatur, bei welcher die Veränderung des Aggregatzustandes erfolgt, ist bei verschiedenen Stoffen höchst verschieden. Der Wärmegrad, bei welchem das Uebergehen aus dem starren Zustande in den flüssigen erfolgt, nennt man den Schmelzpunkt; er fällt im Allgemeinen mit dem Gefrierpunkte, d. h. dem Temperaturgrade, bei welchem ein tropfbar-flüssiger Körper in den starren Aggregatzustand übergeht, zusammen. Wie verschieden die Schmelzpunkte der verschiedenen Stoffe sind, kann aus folgender nach der Celsius'schen Thermometerskala entworfenen Tabelle ersehen werden:

Quecksilber	— 39	Zinn	230
Terpentinöl	— 10	Wismuth	256
Eis	0	Blei	334
Phosphor	44	Zink	360
Walrath	49	Antimon	432
Kalium	58	Silber	1000
Stearin	60	Gusseisen	1200
Weisses Wachs	68	Gold	1250
Natrium	90	Stahl	1350
Jod	107	Schmiedeeisen	1500
Schwefel	111	Platin	1950

Die meisten flüssigen Körper erreichen bei weiterem Erhitzen einen Zustand, wo sie unter lebhaftem Aufwallen durch die ganze Masse hindurch (nicht blos von der Oberfläche) in den gas-

förmigen Zustand übergehen; man nennt diesen Vorgang das Sieden. Indem beim Sieden die Cohäsion, durch welche in der Flüssigkeit die Moleküle zusammengehalten wurden, gänzlich verschwindet, so sucht jedes Molekül sich von den übrigen möglichst weit zu entfernen; wirkt aber auf die Flüssigkeit ein Druck, welcher dem Auseinandergehen der Moleküle einen Widerstand entgegensetzt, so wird dadurch das Sieden verzögert. Bei dem gewöhnlichen Luftdrucke am Meeresstrande (76 Centimeter) siedet z. B. das Wasser bei 100° C., auf dem Hospiz des St. Gotthardt (6430′ hoch) bei 93°, in Mexiko (7000′) bei 92½°, und auf dem Montblanc (14,800′) bei 84°. Nimmt dagegen der äussere Druck zu, so tritt das Sieden später ein; daher siedet das Wasser unter einem Druck von 2, 3, 4... Atmosphären erst bei 121°, 134°, 144°... Der Siedepunkt verschiedener Flüssigkeiten ist, wie aus folgenden Beispielen ersichtlich ist, sehr verschieden:

Cyangas	— 18°	Meerwasser	104°
Schwefligsäureanhydrid	— 15°	Terpentinöl	157°
Concentrirte Salzsäure	+ 20°	Phosphor	290°
Aether	35.5°	Concentrirte Schwefelsäure	338°
Schwefelkohlenstoff	48°	Quecksilber	350°
Alkohol	78°	Schwefel	447°
Benzin	80°	Zink	1040°

Umgekehrt wie die Körper durch Erhöhung der Temperatur in einen weniger cohärenten Aggregatzustand übergeführt werden, gehen sie durch Erniedrigung der Temperatur oder durch Abkühlung in einen cohärenteren über. Die flüssigen Körper werden starr, wenn sie unter den Schmelzpunkt abgekühlt werden; von diesem Gesichtspunkte aus nennt man den Schmelzpunkt auch den Gefrierpunkt. Diese Uebereinstimmung von Schmelzpunkt und Gefrierpunkt gilt hingegen nur für den Fall, dass die Flüssigkeit sich nicht in vollständiger Ruhe befindet; ist die Flüssigkeit völlig unbewegt, so lässt sie sich in mehreren Fällen um viele Grade unter den Schmelzpunkt abkühlen, ohne zu erstarren; die Erstarrung tritt aber sogleich ein, sobald eine Erschütterung, namentlich durch Hineinwerfen von scharfkantigen Körpern stattfindet. So kann z. B. Wasser, welches in einem bedeckten Gefässe einer starken Kälte ausgesetzt ist, sich bis auf — 12° abkühlen, ohne dass es erstarrt: in ähnlicher Weise lässt sich Schwefel, dessen Schmelzpunkt 111° ist, bei langsamer Erkaltung bis zur gewöhnlichen Temperatur, und Phosphor, welcher

bei 44° schmilzt, bis auf 22° abkühlen, ehe die Erstarrung erfolgt; tritt diese dann ein, so steigt plötzlich die Temperatur bis auf den Schmelzpunkt. Man fasst diese Erscheinungen unter die Bezeichnung Erstarrungsverzug zusammen.

In ähnlicher Weise, wie Flüssigkeiten durch Entziehung von Wärme in den starren Aggregatzustand zurückgeführt werden können, so können auch Gase durch Abkühlung in Flüssigkeiten und durch weitere Einwirkung in starre Körper verwandelt werden. Diese entgegengesetzten Wirkungen der Erwärmung und Abkühlung benutzt man in den Gewerben vielfach, um Gemenge von verschiedenen Körpern, namentlich solchen, welche sich in gleichem Aggregatzustande befinden, sich aber beim Erwärmen in Betreff der Aenderung des Aggregatzustandes verschieden verhalten, von einander zu trennen. Bezieht sich dieser Vorgang auf Flüssigkeiten, so nennt man ihn Destilliren, bezieht er sich dagegen auf starre Körper, so bezeichnet man ihn mit dem Ausdrucke Sublimiren. So kann man Wasser durch Destillation z. B. von Kochsalz, Gyps, Kupfervitriol u. s. w. reinigen, wenn man dasselbe in einer Retorte (Blase) erhitzt, hierauf den entstehenden Wasserdampf vermittelst eines in kaltem Wasser abgekühlten Rohres wiederum zu flüssigem Wasser reducirt und dieses dann in einem untergehaltenen Gefässe auffängt. Schwefel, Salmiak u. a. können durch Erhitzen in den gasförmigen Zustand übergeführt werden; leitet man die Dämpfe in kühle Räume, so verdichten sie sich zu starren Körpern, und sind von den früher in ihnen enthaltenen Stoffen, sobald diese durch Erwärmung nicht gasförmig werden, gereinigt. — Unter besonderen Umständen können Flüssigkeiten einem Siedeverzug beim Erhitzen unterliegen; letztere Erscheinungen scheinen in besondern Druckverhältnissen begründet zu sein.

8. b) Die Veränderung des Aggregatzustandes wird ferner durch Veränderung der Druckverhältnisse bedingt. Da eine Veränderung des Drucks nur insofern auf Aenderung des Aggregatzustandes Einfluss hat, als dadurch die Moleküle veranlasst werden sich zu nähern oder zu entfernen, so können solche Veränderungen von keinem besondern Einfluss sein, sobald es sich darum handelt, einen starren Körper in den flüssigen, oder einen flüssigen Körper in den starren Zustand überzuführen, weil die Volumina der starren und flüssigen Körper nur sehr wenig verschieden sind. Um so grössern Einfluss muss eine Vermehrung des Drucks auf gasförmige Körper und eine Verminderung des Drucks

auf Flüssigkeiten ausüben, weil das Volumen eines gasförmigen Körpers dasjenige desselben Körpers, sobald er sich im gasförmigen Zustande befindet, bedeutend übertrifft. Daher wird die Verdampfung einer Flüssigkeit durch Verringerung des Luftdrucks stets erleichtert, und somit der Siedepunkt desselben erniedrigt, dagegen durch Vermehrung des Luftdrucks die Verdampfung erschwert, und somit der Siedepunkt erhöht. Die Verdichtung eines Gases zu einer tropfbaren Flüssigkeit wird umgekehrt durch Vermehrung des Drucks befördert; diese Verdichtung geschieht um so leichter, wenn man zugleich Abkühlung wirken lässt. Der Druck, welcher nothwendig ist, um verschiedene Gase bei derselben Temperatur zu Flüssigkeiten zu verdichten, ist höchst verschieden. So sind zur Verdichtung der folgenden Gase bei gewöhnlicher Temperatur die beigefügten Druckkräfte erforderlich: Schweflige Säure 3, Chlor 4, Ammoniak $6^1/_2$, Schwefelwasserstoff 15 bis 16, Salzsäure 30 bis 40, Kohlensäure 36 Atmosphären.

9. c) Veränderung des Aggregatzustandes, bedingt durch Veränderung der Lösungsverhältnisse. Ausser durch Wärme und Druck kann der Aggregatzustand noch geändert werden durch Lösung, d. h. dadurch, dass man durch Beimischung eines flüssigen Körpers zu einem starren oder gasförmigen auch diesen letztern in den flüssigen Zustand überführt. In den Lösungen sind demnach, da der Aggregatzustand des gelösten Körpers geändert ist, nicht mehr die Theilchen des letztern von dem Lösungsmittel zu unterscheiden, vielmehr stellen beide zusammen eine gleichförmige durchsichtige tropfbar-flüssige Masse dar. Solche lösende Körper sind vorzüglich: Wasser für Salzbasen, Säuren, Salze und für gasförmige Stoffe, Quecksilber für mehrere Metalle, z. B. Zinn, Schwefelkohlenstoff für Schwefel, Ammoniak für mehrere Metallverbindungen, Aether und Alkohol für Harze u. a. m. Die Grösse der Lösbarkeit ist bei verschiedenen Stoffen verschieden, und ändert sich ausserdem auch meist noch nach der Temperatur; durchschnittlich wird die Löslichkeit durch Erhöhung der Temperatur befördert, in einzelnen Fällen jedoch auch vermindert; nur ausnahmsweise hat die Höhe der Temperatur gar keinen Einfluss auf die Menge des lösbaren Stoffes. Eine solche Ausnahme bildet das Kochsalz oder Chlornatrium, von welchem bei jeder Temperatur 37 Gewichtstheile in 100 Gewichtstheilen Wasser löslich sind. Von anderen Stoffen wird umsomehr aufgelöst, je höher die Temperatur steigt, z. B. von schwefelsaurem Kali, salpetersaurem Baryt, chlorsaurem Kali, salpeter-

saurem Kali, schwefelsaurer Magnesia, Chlorbaryum, Chlorkalium. Die Löslichkeit von schwefelsaurem Natron erreicht ihr Maximum bei 34°, von wo sie wieder sinkt; so lösen von diesem Salze 100 Th. Wasser bei 0° 5 Th., bei 17° 15 Th., bei 32° 43 Th., bei 34° 51 Th., aber bei 75° wiederum 43 Th. Hieraus ersieht man, dass einem jeden Temperaturgrade eine gewisse Lösungsfähigkeit zukommt; so sind z. B. 50 Th. Wasser bei 20° mit 15 Th. salpetersaurem Kali gesättigt; würde man z. B. 26 Theile dieses Salzes zu 50 Th. Wasser bei 20° zugesetzt haben, so würden 11 Theile des Salzes ungelöst geblieben sein; durch Erhöhung der Temperatur oder Zusatz von Wasser würden auch diese 11 Th. gelöst werden können.

Hieraus wird klar, dass man auf doppeltem Wege einen gelösten starren Körper aus der Lösung im starren Zustande ausscheiden kann: 1) durch Entfernung des Lösungsmittels, 2) durch Aenderung (meist Erniedrigung) der Temperatur. Die erste Methode, die Entfernung des Lösungsmittels, wird meist in der Weise ausgeführt, dass man das Lösungsmittel entweder bei gewöhnlicher Temperatur oder auch bei höherer Temperatur verdampft. Löst man also Kochsalz in Wasser auf, und lässt hierauf das Wasser verdampfen, so erhält man das Kochsalz wiederum in starrem Aggregatzustande; in ähnlicher Weise verhalten sich viele andere Stoffe, namentlich Salze. Durch Auflösen von Schwefel in Schwefelkohlenstoff und Verdampfen des Schwefelkohlenstoffs erhält man den Schwefel wiederum im starren Zustande. — Ferner kann man aus einer Lösung das Lösungsmittel von dem gelösten Körper entfernen dadurch, dass man einen dritten Stoff hinzufügt, welcher zum Lösungsmittel eine grössere Anziehung besitzt als der gelöste Körper; Beispiele für diese letztern Ausscheidungen liefern Alaun, Salpeter, Eisenvitriol bei Zusatz von Weingeist. — Wenn Stoffe vermittelst höherer Temperatur gelöst sind, so scheiden sie sich, sobald sie in der heissen Flüssigkeit leichter löslich sind als in der kalten, beim Abkühlen theilweise aus, ein anderer Theil dagegen bleibt gelöst und bildet eine nach Verhältniss der Temperatur gesättigte Lösung. Solche Ausscheidungen können in der grössten Zahl vorgenommen werden in Betreff von Borsäure, Benzoesäure, Salpeter, verschiedenen Alaunen, Kupfervitriol, Eisenvitriol, Glaubersalz und vielen anderen Stoffen.

10. Auch Gasarten werden durch Flüssigkeiten gelöst, so dass die Gase selbst flüssig werden. Wichtig als Lösungsmittel ist besonders das Wasser. Die Menge des aufgelösten Gases ist dabei

abhängig von der Natur des Gases selbst, von der Temperatur der Flüssigkeit und dem Drucke. Bei verschiedenem äusseren Drucke bleibt das Volumen des absorbirten Gases ungefähr dasselbe; hingegen, da bei gleichem Volumen die Dichtigkeiten der Gase sich verhalten wie die drückenden Kräfte, müssen wiederum annähernd die Gewichtsmengen eines absorbirten Gases sich verhalten wie die drückenden Kräfte. In ähnlicher Weise wird die Absorption durch Erniedrigung der Temperatur befördert, indem hierdurch die Expansion der Gase verkleinert wird. Daher ist es vortheilhaft die Gefässe, in denen sich die Flüssigkeit befindet, während der Absorption abzukühlen und die Lösungen an kühlen Oertern aufzubewahren. Durch die Auflösung wird das Volumen der Flüssigkeit vergrössert, und ebenso vergrössert sich dadurch auch meist die Dichtigkeit; in einigen Fällen, wie beim wässerigen Ammoniak, ist die Dichtigkeit der Lösung geringer als die des reinen Wassers. In 100 Volumen Wasser von 15^0 C. werden bei gewöhnlichem Barometerstande aufgelöst: 72700 Vol. Ammoniak, 45800 Vol. Salzsäure, 4400 Vol. Schweflige Säure, 300 Vol. Schwefelwasserstoff, 240 Vol. Chlor, 100 Vol. Kohlensäure, 78 Vol. Stickoxydulgas, 3 Vol. Sauerstoff, 2,7 Vol. Stickoxydgas, 1,5 Vol. Stickstoff.

Umgekehrt kann man die absorbirten Gase wiederum austreiben, d. h. die flüssig gewordenen Gase in den gasförmigen Aggregatzustand zurückführen: 1) dadurch dass man die Anziehung des lösenden Körpers zum gelösten durch Zusatz eines andern, welcher leichter von dem ersten aufgelöst wird, aufhebt. Ist z. B. eine gewisse Menge Wasser mit einem Gase gesättigt, und wird hierauf ein anderes Gas eingeleitet, so wird desto mehr vom ersten Gase ausgetrieben, je mehr Anziehung der zweite zum Wasser besitzt. Dasselbe geschieht, wenn man einen andern nicht gasförmigen Stoff zusetzt: Schwefelsäure treibt aus Wasser, welches Kohlensäure enthält, den grössten Theil des letztern Gases aus; ähnlich verhalten sich in Wasser lösliche Salze, von denen einige mehr, andere weniger kräftig auf die Austreibung der Gase wirken; schwach wirken Salpeter und Glaubersalz. Dass ferner 2) durch Verminderung des Drucks ein absorbirtes Gas ausgetrieben wird, kann leicht durch Experimente mit der Luftpumpe nachgewiesen werden. Wie Erniedrigung der Temperatur die Absorption der Gase befördert, indem dadurch die Expansion der Gase vermindert wird, so wird umgekehrt 3) ein von einer Flüssigkeit absorbirtes Gas durch Erhöhung der Temperatur meist vollständig aus der Flüssigkeit ausgeschieden wer-

den. Der letzte Theil des Gases entweicht erst beim Sieden. Einige sehr leicht absorbirbare Gase, z. B. der Chlorwasserstoff lassen sich nicht völlig durch Erhitzen austreiben, sondern verdampfen zum Theil mit dem Wasser zugleich, so dass die zurückbleibende Flüssigkeit ebensoviel Säure enthält als der zuletzt verdampfte Theil; 4) durch Gefrieren des Wassers werden die vom Wasser weniger heftig angezogenen Gase ausgeschieden, während andere mit dem Wasser zugleich erstarren. Endlich wird 5) durch Hinzufügung fester, vorzugsweise scharfkantiger Körper z. B. Metallfeile, Sand, Zuckerstaub u. a. die Entwickelung von absorbirten Gasen befördert. So braust z. B. kohlensäurehaltiges Bier, Champagner, Selterswasser lebhaft auf, wenn gepulverter Zucker (nicht Zuckersaft) oder gepulvertes Kochsalz in die Flüssigkeit geschüttet wird.

11. Von besonderem Interesse in Betreff der Aenderung des Aggregatzustandes durch Aenderung der Lösungsverhältnisse sind diejenigen Fälle, in welchen sich flüssige Lösungen erzeugen durch Zusammenbringen von zwei starren Körpern. Diese Erscheinungen treten ein, wenn die Verbindung der beiden Körper bei einer niederern Temperatur erstarrt, als die einzelnen Körper für sich; namentlich sind in Bezug darauf zu erwähnen: Eis oder Schnee mit krystallisirtem Kalihydrat, oder mit Kochsalz, salpetersaurem Ammoniak, Chlorkalium u. a. m. In ähnlicher Weise wird ein Gemenge von starrem Bleiamalgam und starrem Wismuthamalgam von selbst flüssig.

12. Die Lösungen starrer Stoffe in Wasser können in Bezug auf ihr Verhalten zu porösen Membranen (am besten vegetablisches Pergament, Pergamentpapier) in zwei Abtheilungen gebracht werden. Die einen Körper, als z. B. krystallisirbare Salze, Säuren, organische Alkaloide gehen durch eine solche in destillirtem Wasser befindliche Scheidewand hindurch, während andere Substanzen, als gelöste Kieselsäure, Leim, Dextrin, Stärke, Gummi, Eiweiss nicht durch die Membran hindurch filtriren, sondern auf der Membran zurückbleiben. Auf diese Weise lassen sich Gemische von beiden Classen von Stoffen leicht von einander trennen. Die durch eine solche Zwischenwand bewirkte Trennung nennt man Dialyse, die im Wasser diffundirenden Stoffe Krystalloïde, weil sie die Fähigkeit haben entweder allein oder in Verbindung mit Wasser zu krystallisiren, dagegen die diffusionsunfähigen Stoffe (vom griechischen Kolla, Leim) Kolloïde; diese letztere Abtheilung umfasst diejenigen Stoffe, welche beim

Uebergange von dem flüssigen in den starren Zustand nicht krystallisiren, sondern gestaltlos, amorph, erscheinen.

Gestalt der Körper. Amorphie.

13. Die meisten chemischen Körper nehmen bei ihrem Uebergange aus dem gasförmigen oder tropfbar-flüssigen Zustande in den starren Zustand bestimmte durch Ebenen, welche in Kanten und Ecken zusammenstossen, gesetzmässig begrenzte Gestalten an, welche Krystalle genannt werden; in andern Fällen dagegen ist von bestimmten äussern Gestalten nichts zu bemerken, und im Innern zeigt sich keine Verschiedenheit der Cohärenz, vielmehr ist die Spaltbarkeit nach allen Richtungen gleich, und der Bruch ist nicht körnig, sondern muschlig. Zu diesen amorphen Körpern gehören ausser den oben genannten Leim, Dextrin, Stärke, Gummi, Eiweiss, noch viele anorganische, als Glas, Schlacken, Opal, Obsidian, verglaste Borsäure, verglaster Borax u. a. m. Alle diese letztgenannten Körper zeigen einen zähen Fluss und sind durchsichtig; dagegen erstarren die krystallinischen Körper, wenn sie nicht etwa deutliche Krystalle zeigen, als trübe oder undurchsichtige Massen, da die grosse Zahl von Krystallen, aus welchen die Masse besteht, und deren Flächen in den verschiedensten Richtungen gelagert sind, das durchfallende Licht in der unregelmässigsten Weise bricht und reflectirt; aus diesem Grunde ist geschmolzener Salpeter, Marmor, Alabaster nicht als amorph, sondern als krystallinisch aufzufassen. In den meisten Fällen entstehen die amorphen Zustände, wenn die Körper nach dem Schmelzen durch Abkühlung erstarren, doch liefern auch Lösungen nach Verdampfung des Lösungsmittels amorphe Stoffe, z. B. Gummi, Dextrin, Leim, Eiweiss, Wasserglas, anomales zinnsaures Kali u. a. Auch durch Fällung aus Flüssigkeiten erhält man Stoffe im amorphen Zustande; dies sind die voluminösen, gallertartigen und schleimigen, wie z. B. Aluminiumhydroxyd (Thonerdehydrat), phosphorsaurer Kalk, Kupferhydroxyd (Kupferoxydhydrat), Eisenhydroxyd (Eisenoxydhydrat) u. a.

14. Mehrere Stoffe sind sowohl im krystallinischen, als auch im amorphen Zustande bekannt. Die wichtigsten dieser Stoffe sind:

Kohlenstoff als Diamant und Graphit krystallinisch, als organische Kohle und Russ amorph; durch Vermittelung chemischer

Prozesse kann man den Diamant in Kohle überführen, z. B. wenn man Diamant in Sauerstoff verbrennt, und der entstandenen Kohlensäure durch Glühen mit Kalium den Sauerstoff wieder wegnimmt. Der umgekehrte Prozess, die Verwandlung der amorphen Kohle in Diamant, ist trotz vielfacher Bemühungen noch nicht gelungen.

Wenn man Schwefel weit über seinen Schmelzpunkt erhitzt, bis er dickflüssig und braun geworden ist, und hierauf durch Ausgiessen in kaltes Wasser rasch abkühlt, so erhält man eine elastische, in Fäden ausziehbare, dem Kautschuk ähnliche weiche, durchsichtige Masse von rothbrauner Farbe. Nach einigen Tagen geht dieser amorphe Schwefel von selbst in den krystallinischen Zustand über. Dieser Uebergang kann auch rasch bewirkt werden, wenn man den amorphen Schwefel bis auf 93° C. erwärmt; dabei steigt seine Temperatur rasch auf 110° und er ist jetzt in harten, gewöhnlichen krystallinischen Schwefel umgewandelt. Es scheint hiernach der amorphe Schwefel in Folge der bei seiner Bildung erfolgten raschen Abkühlung die gebundene Wärme des flüssigen Aggregatzustandes zum Theil noch zurückgehalten zu haben, und dieselbe erst zu verlieren bei der Umwandlung des amorphen Zustandes in den krystallinischen, und es steht also in dieser Hinsicht der amorphe Zustand zwischen dem flüssigen und krystallinisch-starren in der Mitte.

Das Dreifach-Schwefelantimon bildet als Grauspiessglanzerz eine bleigraue, undurchsichtige krystallinische Masse von grauem Pulver, dagegen als Mineralkermes eine amorphe Masse von braun-rothem Pulver. Wird dieser letztere bei abgehaltener Luft geschmolzen, so krystallisirt er beim Erkalten als eine graue mit dem Grauspiessglanzerz übereinstimmende Masse. Wenn man umgekehrt Grauspiessglanzerz längere Zeit schmilzt und dann schnell durch kaltes Wasser abkühlt, so erhält man eine bleigraue, in dünnen Schichten das Licht mit braunrother Farbe durchlassende Masse von dunkelbraunrothem Pulver; zugleich ist das specifische Gewicht 4,15, während das des Grauspiessglanzerzes 4,75 beträgt. Wird dieser letztere braunrothe Körper wieder geschmolzen und langsam abgekühlt, so geht er wieder in den krystallinischen Zustand des Grauspiessglanzes über. Die rasche Abkühlung bewirkt also auch in diesem Falle, wie beim Schwefel, das Eintreten des amorphen Zustandes.

In ähnlicher Weise verhält sich auch das Schwefelquecksilber, welches als Zinnober von rothem Pulver im krystallinischen Zustande, und als schwarzes Pulver, erhalten durch Fällung eines

Quecksilberoxydsalzes vermittelst Schwefelwasserstoff, im amorphen Zustande erscheint. Wird das letztere amorphe Schwefelquecksilber sublimirt, so geht es in rothen Zinnober über, und wird rother Zinnober bis zum anfangenden Verdampfen erhitzt und dann plötzlich in kaltem Wasser abgekühlt, so verwandelt er sich in die schwarze amorphe Masse.

Auch das chromsaure Bleioxyd existirt in zwei Zuständen: nach dem Schmelzen langsam abgekühlt ist es braun und giebt ein gelbbraunes Pulver (krystallinischer Zustand), wird es aber im geschmolzenen Zustande rasch durch kaltes Wasser abgekühlt, so ist es roth und giebt ein rothes Pulver (amorpher Zustand).

Amorphe glasartige arsenige Säure geht bei längerem (Monate langem) Aufbewahren bei gewöhnlicher Temperatur in porzellanartige krystallinische über. Wird die amorphe Säure in kochender verdünnter Salzsäure aufgelöst und die Lösung langsam abgekühlt, so scheiden sich unter lebhaftem Leuchten Krystalle aus; diese Erscheinung zeigt die krystallinische Säure nicht.

Wird grünes Glas mehrere Stunden bis Tage lang in einer Glühhitze erhalten, in welcher es gerade weich wird, so nimmt es allmählich ein krystallinisches Gefüge an und verwandelt sich endlich in sogenanntes Réaumursches Porzellan, welches weiss, von krystallinisch faserigem Bruch, strengflüssiger, härter und schwerer als das gewöhnliche Glas ist.

Kieselsäure als krystallinischer Quarz zeigt doppelte Strahlenbrechung, löst sich höchst wenig in kochendem wässerigem Kali und erhärtet, auch wenn es noch so fein gepulvert ist, nicht mit Kalk und Wasser. Dagegen zeigt der Opal als amorphe Kieselsäure, auch nachdem ihm durch Glühen der geringe Wassergehalt benommen ist, einfache Strahlenbrechung, löst sich leicht in kochendem wässerigem Kali und erhärtet mit Kalk und Wasser zu einem Mörtel. Chalcedon, welcher ein Gemenge von krystallinischer und amorpher Kieselerde ist, löst sich theilweise in kochendem Kali.

Geschmolzener Zucker (Gerstenzucker, Bonbons), befindet sich im amorphen, glasigen, durchsichtigen Zustande, wird aber ohne alle äussere Veranlassung nach einiger Zeit weiss und undurchsichtig und besteht dann aus einer körnigen Masse. Dies ist, ebenso wie der Uebergang des amorphen Schwefels in den krystallinischen Zustand, ein Beweis dafür, dass auch Körper, welche sich im starren Aggregatzustande befinden, fähig sind, in ihrem Innern eine

Umordnung ihrer Moleküle zu erleiden. Dabei entstehen jedoch nur krystallinische Gruppirungen der Moleküle, nicht aber deutliche Krystalle.

Möglicherweise ist die Erscheinung, dass verschiedene Metallhydroxyde und gewässerte Salze, als Eisenhydroxyd, Chromhydroxyd, basisch-arsensaures Eisenoxyd bei starkem Erhitzen verglimmen und dann nur schwierig löslich sind, auf amorphen und krystallinischen Zustand zurückzuführen.

Krystallbildung.

15. Damit ein Körper eine deutliche äussere Krystallgestalt annehme, muss er vorher in einen weniger cohärenten Zustand versetzt werden, in den elastisch-flüssigen oder in den tropfbar-flüssigen, um die Bewegung zu einer regelmässigen Gruppirung der Moleküle durch die Verminderung der Cohärenz zu erleichtern. Auf welche Weise man die Körper in den flüssigen Zustand überführen kann, und wiederum zurück in den starren, ist schon früher behandelt (§ 6—9); es bleibt demnach nur die Untersuchung der Verhältnisse übrig, unter denen sich deutliche Krystalle zu bilden pflegen.

Ist ein Körper durch Erhöhung der Temperatur ohne Lösungsmittel flüssig geworden, so erhält man in vielen Fällen deutliche Krystalle durch langsame Abkühlung der Flüssigkeit; geschieht die Abkühlung schnell, so bilden sich viele kleine Krystalle, welche sich gegenseitig in ihrer vollständigen Ausbildung hindern. Man thut meist gut, die Krystallbildung nach einiger Zeit zu unterbrechen, indem man die noch nicht krystallisirte Flüssigkeit von den schon gebildeten Krystallen abgiesst, damit nicht die an verschiedenen Stellen gebildeten Krystalle bei ihrem ferneren Wachsen sich berühren und dadurch Störungen verursachen. Lässt man z. B. geschmolzenen Schwefel langsam abkühlen, so geht die Krystallbildung unter gewöhnlichen Umständen von den Wandungen des Gefässes und der Oberfläche der Flüssigkeit aus; wenn man sodann die hierdurch an der Oberfläche entstandene Rinde durchstösst und die übrige Flüssigkeit abgiesst, so erhält man im Innern des Gefässes deutlich von einander getrennte und sehr regelmässig gebildete Krystalle. Aehnlich ist die Erscheinung bei Wismuth.

16. Durch Sublimation erhält man Krystalle von Schwefel, Jod, Salmiak, Zinnober u. a.; meist sind diese jedoch klein und nicht ganz deutlich von einander getrennt; so bildet z. B. der sublimirte Zinnober und Salmiak faserige krystallinische Massen. Condensirt sich der Dampf schon in der Luft, so bilden sich äusserst kleine Krystalle, welche sich meist zu grössern Flocken vereinigen; so ist z. B. der Schnee krystallisirter Wasserdampf.

Stoffe, welche in Flüssigkeiten vermittelst höherer Temperatur gelöst sind, krystallisiren, wenn sie in der heissen Flüssigkeit leichter löslich sind, als in der kalten, beim Abkühlen theilweise heraus, ein anderer Theil hingegen bleibt gelöst und bildet eine nach Verhältniss der Temperatur gesättigte Lösung. Das letzte ist der Fall bei vielen in Wasser gelösten Salzen, wie dies schon § 9 erwähnt ist; ebenso ist in demselben Paragraphen angedeutet worden, dass in Lösungen die Krystallisation erzeugt werden kann durch Entfernung der lösenden Flüssigkeit entweder durch Verdampfung der letztern, oder durch Hinzubringung eines dritten Stoffes, welcher zu dem Lösungsmittel mehr Anziehungskraft besitzt, als der gelöste Stoff, vorausgesetzt dass der letztere in der Verbindung der beiden anderen Stoffe nicht löslich ist.

17. Im Allgemeinen ist in Bezug auf Krystallisation zu bemerken: 1) dass die Krystalle um so grösser und regelmässiger werden, je langsamer der Krystallisationsprozess vor sich geht und je ruhiger die Flüssigkeit beim Krystallisiren ist; 2) dass die Krystallisation von der Stelle ausgeht, wo zuerst der Grund für das Stattfinden des flüssigen Zustandes verschwindet; hiernach beginnt bei heissen Flüssigkeiten, die der kalten Luft ausgesetzt werden, die Krystallbildung an der Oberfläche und den Wänden des Gefässes; 3) dass die Krystalle am leichtesten an festen rauhen Körpern entstehen; darauf ist u. a. die Entstehung des Grundeises zurückzuführen; ferner stützt sich hierauf das Verfahren, welches man z. B. bei der Krystallisation des Kandiszuckers anwendet, wobei man in die Krystallisationsflüssigkeit Fäden spannt; auch erhält man leicht sehr deutliche und vollständig ausgebildete Krystalle, wenn man z. B. auf die Oberfläche einer gesättigten etwas warmen Lösung von Alaun etwas baumwollene Watte legt. Namentlich findet aber die Krystallbildung sehr leicht statt an Krystallen desselben Stoffes, welche durch Anlagerung paralleler Schichten dadurch vergrössert werden; da die Anlegung von neuen Theilchen nicht möglich ist an den Stellen, mit welchen der

Krystall auf dem Boden des Gefässes aufliegt, so hat man, sobald es darauf ankommt grosse und regelmässig ausgebildete Krystalle zu erzielen, den Krystall von Zeit zu Zeit umzulegen.

18. Sind Lösungen mehrerer Stoffe, die chemisch nicht aufeinander einwirken, vermischt, so krystallisirt entweder jeder für sich, oder es bilden mehrere Stoffe zusammen dieselben Krystalle; das letztere findet statt bei isomorphen Stoffen (wovon später die Rede sein wird), das erstere bei nicht isomorphen; von diesen allein wird hier die Rede sein.

19. Da die Bedingungen der Krystallisation bei verschiedenen Stoffen verschieden sind, so kann man durch einseitige Erfüllung den einen Stoff von dem andern durch Krystallisation abscheiden. Macht man z. B. in der Wärme eine concentrirte Lösung von Glaubersalz und Kochsalz, so krystallisirt beim Erkalten Glaubersalz allein heraus, weil dies in kaltem Wasser schwerer löslich ist als in warmem, während das Kochsalz sich bei allen Temperaturen gleich verhält. Dieser Krystallisation kann man dadurch zu Hülfe kommen, dass man Krystalle des Stoffes, die man herauskrystallisiren will, in die Lösung bringt. Kühlt man z. B. eine lauwarme concentrirte Lösung von salpetersaurem Natron und Glaubersalz ab, so schiessen beide in Krystallen an, die meist leicht von einander zu trennen sind; legt man hingegen in die Lösung einen Glaubersalzkrystall, so veranlasst dieser das aufgelöste Glaubersalz herauszukrystallisiren, während Salpeter in der Lösung bleibt; umgekehrt erzielt man durch einen in die Lösung gelegten Salpeterkrystall das Anschiessen von Salpeter. Diese angeführten Substanzen zersetzen sich nicht chemisch mit einander und, da sie nicht isomorph sind, so krystallisiren sie auch nicht in demselben Krystalle zusammen. Mischt man dagegen die Lösungen von zwei analog zusammengesetzten isomorphen Stoffen z. B. von schwefelsaurem Kupferoxyd, schwefelsaurem Zinkoxyd und schwefelsaurem Eisenoxydul, so erhält man beim Abdampfen Krystalle, welche alle drei Substanzen in sich enthalten; ebenso wächst ein Krystall von Zinkvitriol, wenn er in eine Lösung von Eisenvitriol getaucht wird, regelmässig durch Ansatz von Eisenvitriol fort, ganz so wie er in einer Lösung von Zinkvitriol fortwachsen würde. Analoge Versuche kann man mit verschiedenen Alaunarten und einigen andern Stoffen anstellen.

20. Oefters treten, wenn sich während der Krystallisation eines Körpers die Umstände ändern, später andere Flächen auf als früher, ohne dass man dies mit Dimorphie in Beziehung bringen

dürfte, da die späteren Krystallformen zu demselben Krystallsystem gehören und die Winkel mit einander vereinbar sind. Vornehmlich hat auf diese Verschiedenheit der Krystallgestalten desselben Stoffes die Anwesenheit fremder Stoffe, die jedoch nicht in die Krystalle übergehen, und Veränderung der Temperatur wesentlichen Einfluss. So krystallisirt z. B. der gewöhnliche Alaun durch Abkühlung in concentrirten Lösungen in Octaëdern mit zurücktretenden Flächen des Würfels und auch des Rhombendodekaëders; setzt man der Lösung aber eine kleine Menge einer stärkern Basis zu, z. B. Kali oder Kalkerde, so verwandeln sich die schon gebildeten Octaëder an einem Orte, der einer wiederholten Abwechselung der Temperatur unterworfen ist, dadurch dass beim Erwärmen sich namentlich die Octaëder-Ecken auflösen und beim Abkühlen an deren Stellen Flächen erscheinen, allmählich in Würfel. Aehnliche Veränderungen sind bemerkbar, wenn mehrere isomorphe Stoffe zusammen krystallisiren.

Krystallographie.

21. Die Krystalle sind abgesehen von der grossen Verschiedenheit ihrer Grösse auch in Betreff ihrer Gestalt so ungemein verschieden und dabei oft so mangelhaft ausgebildet, dass es schwer wird, irgend ein Gesetz aufzufinden oder eine Anordnung derselben zu treffen. Viele Krystalle sind auf einer fremdartigen oder gleichartigen Substanz aufgewachsen und sind daher an der Stelle, wo sie aufgewachsen sind, nicht ausgebildet, oft aber drängen sie sich gegenseitig so, dass nur ein kleiner Theil ihrer Oberfläche, und in sehr häufigen Fällen keine einzige Stelle eine deutliche Form zeigt. Auch in den Fällen, in welchen alle Flächen in Folge von Freiheit des Raumes ausgebildet sind, zeigt sich häufig eine Verzerrung der Formen, so dass die Flächen, welche gleich weit vom Mittelpunkt entfernt sein sollten, oft eine sehr verschiedene Entfernung zeigen, und dabei in Bezug auf Form bedeutend von der Regel abweichen. So kann ein Würfel leicht in der Form einer oblongen Platte oder einer rechtwinkligen Säule erscheinen und ein Octaëder kann die Form einer Tafel zeigen und an der Stelle von Ecken Kanten aufweisen. Alle diese Unregelmässigkeiten sind aber für die Krystallographie Nebensache. Wie schwankend auch die Grösse der Linien und Flächen sein mag, so sind doch ihre Winkel und ganz besonders die Kantenwinkel, d. h. diejenigen Winkel, welche durch Zusam-

menstoss zweier Flächen in einer Kante gebildet werden, stets constant. Diese Kantenwinkel sind die einzigen sicheren Beobachtungs-Elemente, welche der Berechnung aller übrigen Elemente zu Grunde gelegt werden müssen. Die zu diesem Behufe angewandten Instrumente nennt man Gonyometer. Aus den durch Beobachtung gefundenen Kantenwinkeln findet man durch Rechnung die relative Grösse und die Stellung der Axen.

Unter Axen versteht man Linien, welche man sich durch den idealen Mittelpunkt des Krystalls so gelegt denkt, dass die Flächen desselben in Beziehung auf diese Linien symmetrisch liegen. Je nachdem die Axen in den Mittelpunkten von Flächen, Kanten oder Ecken ausmünden, nennt man sie Flächen-, Kanten- oder Ecken-Axen. Gleichartige Axen münden an gleichartigen Stellen eines Krystalls aus, ungleichartige Axen an ungleichartigen Stellen. Flächen sind gleichartig, wenn sie gleiche Form und in Bezug auf die Axen gleiche Lage haben; Kanten sind gleichartig, wenn sie gleiche Lage haben und wenn die sie bildenden Flächen unter gleichen Winkeln zusammenstossen; Ecken sind gleichartig, wenn sie durch gleich viel und gleichartige Kanten und Flächen gebildet werden. So hat der Würfel nur gleichartige Flächen, Kanten und Ecken; dagegen hat das Rhombendodekaëder nur gleichartige Flächen und Kanten, dagegen zweierlei Ecken, nämlich dreikantige und vierkantige, und an einer quadratischen Säule mit aufgesetzten quadratischen Pyramiden sind zweierlei Flächen, dreierlei Kanten und zweierlei Ecken.

Einfache Krystallformen sind solche, an welchen sich nur eine einzige Art von Flächen vorfindet; dagegen entstehen Combinationen, wenn an allen, oder an den abwechselnden gleichartigen Begrenzungsstücken neue Begrenzungen erscheinen, welche, wenn sie sich bis zum Verschwinden der ersten einfachen Krystallform ausdehnten, die zweite einfache Krystallform der Combination bilden würden. Sind alle gleichartige Begrenzungen durch neue Begrenzungen ersetzt, so heisst die dadurch entstehende Krystallform eine holoëdrische (ganzflächige); ist nur die Hälfte oder nur ein Viertheil der Begrenzungsflächen ersetzt, so heisst die neue Krystallform eine hemiëdrische (halbflächige), oder tetartoëdrische (viertelflächige). So entsteht z. B. indem man alle Ecken des Würfels durch Flächen ersetzt, eine holoëdrische Krystallform, das Octaëder; dagegen entsteht eine hemiëdrische Krystallform, das Tetraëder, wenn man nur die abwechselnden Ecken des Würfels

durch Flächen ersetzt und diese so weit ausdehnt, bis die ursprünglichen Würfelflächen verschwinden. Dasselbe Tetraëder kann man sich u. a. auch entstanden denken durch Erweiterung der abwechselnden Flächen des Octaëders. — Die einfachen Formen unterscheidet man als geschlossene und ungeschlossene; die Flächen der ersteren umschliessen, wenn sie gehörig erweitert werden, den Raum vollständig, z. B. wenn man bei einer sechsseitigen Doppelpyramide die von den sechskantigen Ecken auslaufenden Kanten durch Flächen ersetzt; die Flächen der ungeschlossenen Formen dagegen lassen, wenn sie auch noch so weit erweitert werden, den Raum nach einer oder mehreren Seiten offen, z. B. wenn man an derselben Doppelpyramide die Randkanten durch Flächen ersetzt; in diesem Falle würde die entstandene Krystallform eine unbegrenzte sechsseitige Säule sein.

Bei der Betrachtung der Combinationen geht man gewöhnlich von derjenigen einfachen Krystallform aus, deren Flächen am meisten ausgedehnt sind und betrachtet dann die Flächen der zweiten Krystallform als Veränderungen, welche an der ersten vorgenommen sind; dasselbe Verfahren beobachtet man bei der Ableitung einer einfachen Form aus einer anderen. Ist eine Kante so durch eine Fläche ersetzt, dass diese letztere unter gleichen Winkeln gegen die benachbarten Flächen geneigt ist, so heisst die Kante gerade abgestumpft; ist die Fläche, durch welche die Kante ersetzt wird, unter ungleichen Winkeln gegen die beiden anliegenden Flächen geneigt, so nennt man die Kante schief abgestumpft; zugeschärft (das Bild ist vom Schleifen eines schneidenden Instruments entlehnt) heisst eine Kante, wenn an ihrer Stelle zwei gleichartige in einer Kante zusammenstossende Flächen auftreten. In entsprechender Weise heisst eine Ecke gerade abgestumpft, wenn sie durch eine Fläche ersetzt wird, welche gegen die anliegenden Flächen unter gleichen Winkeln geneigt ist; ist eine Ecke durch eine andere stumpfere ersetzt (gleichsam wie beim Schleifen der Spitze einer Nadel), so heisst sie zugespitzt, und zwar nach der Anzahl der Flächen — dreiflächig-, vierflächig- zugespitzt u. s. w. und nach der Lage der Zuspitzungsflächen — auf den Kanten ruhend, oder auf den Flächen ruhend.

Die einfachen Krystallformen, deren Zahl sehr gross ist, unterscheidet man nach ihrer symmetrischen Ausbildung, im Besondern nach Zahl, relativer Grösse, und Stellung der Axen, in sieben Ordnungen, welche man Krystallsysteme nennt; sie sind 1) das reguläre, 2) das quadratische, 3) das rhombische,

4) das monokline, 5) das dikline, 6) das trikline, 7) das hexagonale. Die ersten sechs Systeme sind dreiaxig, das siebente vieraxig.

22. I. Das reguläre System (tesserale, tessularische, isometrische, gleichgliedrige System), ist charakterisirt durch drei gleiche rechtwinklig auf einander stehende Axen; es sind demnach die Richtungen oben-unten, rechts-links, vorn-hinten von gleicher Bedeutung; da alle Axen gleichwerthig sind, so lässt sich keine als Hauptaxe unterscheiden.

Die holoëdrischen Krystallformen sind folgende:

1) Die Grundgestalt des Systems ist die Krystallform, deren Flächen durch die Endpunkte der Axen gelegt sind; bezeichnet man die halben Axen mit 1, so ist das Verhältniss der Parameter, d. h. der Entfernungen der Durchschnittspunkte der Fläche mit den Halbaxen vom Mittelpunkte 1 : 1 : 1; sie ist das Octaëder (Achtflächner). Es wird begrenzt von 8 congruenten gleichseitigen Dreiecken, 12 gleichen Kanten und 6 vierkantigen gleichwerthigen Ecken; letztere liegen, wie die Endpunkte der Halbaxen, oben, unten, rechts, links, vorn, hinten. Die Kantenwinkel der Flächen sind 109° 28′.

2) Wenn an die Stelle einer jeden Octaëder-Ecke eine Fläche tritt, so erhält man den Würfel (Hexaëder, Sechsflächner). Jede Fläche des Würfels schneidet eine Halbaxe in der Entfernung 1, die beiden andern aber in der Unendlichkeit, d. h. sie ist mit ihnen parallel; das Verhältniss der Parameter ist demnach ∞ : 1 : ∞. Der Würfel wird begrenzt von 6 congruenten Quadraten, 12 gleichen Kanten und 8 dreikantigen gleichwerthigen Ecken. Die Kantenwinkel der Flächen betragen 90°.

3) Wenn an die Stelle jeder Octaëder-Kante eine Fläche tritt, so geht daraus das Rhombendodekaëder (Rauten-Zwölfflächner, Granatoëder) hervor. Jede Fläche des Rhombendodekaëders schneidet zwei Halbaxen in ihrem Endpunkte d. h. in der Entfernung 1 vom Mittelpunkte, mit der dritten Axe läuft sie parallel oder schneidet sie in der Unendlichkeit; das Verhältniss der Parameter ist also ∞ : 1 : 1. Es wird begränzt von 12 congruenten Rhomben mit Winkeln von 109° 28′ und 70° 32′ und dem Verhältniss der Diagonalen 1 : $\sqrt{2}$, ferner von 24 gleichen Kanten und 14 Ecken, von denen 6 gleichwerthig vierkantig und 8 gleichwerthig dreikantig sind; erstere entsprechen der Lage nach den Octaëder-Ecken, letztere den Würfel-Ecken. Die Kantenwinkel sind alle gleichwerthig und betragen 120°.

Die drei genannten Krystallformen sind die einzigen ihrer Art; anders ist es mit den folgenden Krystallformen.

4) Wenn sich jede der drei Halbaxen des Octaëders durch Vervielfältigung mit einer Zahl m, welche rational und grösser als 1 ist, verlängert, und sich hierauf in jede Octaëder-Ecke vier Flächen über die Octaëderflächen legen, welche die beiden zu derselben Octaëderfläche gehörigen Halbaxen in der Entfernung m (= m . 1) schneidet, so entsteht durch den gegenseitigen Durchschnitt dieser 24 Flächen ein Ikositetraëder (trapezoëdrischer Vierundzwanzigflächner, Trapezoëder, Leucitoëder); das Verhältniss der Parameter jeder Fläche ist hiernach m : 1 : m. In Wirklichkeit hat man nur wenige Varietäten dieser Krystallform gefunden; die gewöhnlichsten sind diejenigen, in welchen m = 2 und m = 3 ist; erstere Varietät nennt man, weil sie namentlich am Leucit sich findet, im Besonderen Leucitoëder, während man die andere Varietät als Leucitoïd unterscheidet. Das Ikositetraëder enthält 24 Deltoïde d. h. Vierecke, in welchen die gegenüberliegenden Seiten-Paare unter sich gleich sind; ferner 48 Kanten von zweierlei Werth, von denen 24 paarweise über den Kanten des eingeschriebenen Octaëders liegen und 24 zu je 3 in einer Würfelecke zusammenstossen; endlich 26 Ecken, von denen 6 vierkantige mit gleichen Kanten den Octaëder-Ecken, 8 dreikantige ebenfalls mit gleichen Kanten den Würfel-Ecken oder Octaëder-Flächen und 12 ungleichkantige den Rhombendodekaëder-Flächen entsprechen. Die Axen des Systems sind diejenigen, welche die vierflächigen gleichkantigen Ecken mit einander verbinden.

5) Wenn jede der drei Halbaxen des Octaëders durch Vervielfältigung mit einer Zahl m, welche rational und grösser als 1 ist, verlängert wird und hierauf durch jede Kante zwei Flächen gelegt werden, welche die dritte Halbaxe (d. h. diejenige, welche die betreffende Kante nicht schneidet) auf beiden Seiten in der Entfernung m schneiden, so entsteht durch den gegenseitigen Durchschnitt dieser 24 (= 2 . 12) Flächen ein Triakisoctaëder (Pyramidenoctaëder, Dreimalachtflächner); das Verhältniss der Parameter jeder Fläche ist m : 1 : 1; die am häufigsten vorkommenden Varietäten sind diejenigen, in welchen m = $^3/_2$ oder = 2 oder = 3 ist. Diese Krystallform führt meist den Namen Pyramidenoctaëder, weil sie im Allgemeinen die Form eines Octaëders hat, auf dessen Flächen mehr oder weniger niedrige dreiseitige Pyramiden aufgesetzt sind; da sich die Höhe der Pyramiden nach der Zahl m richtet, so weicht die allgemeine Form um so mehr von der des Octaëders ab, je grösser m ist.

Das Pyramidenoctaëder wird durch $3 \times 8 = 24$ gleichschenklige Dreiecke begrenzt, deren Grundlinien über den Kanten des Octaëders liegen; ferner enthält es 36 Kanten von zweierlei Werth und zwar 12, welche den Kanten des Octaëders entsprechen, und 24, welche die Spitzen der auf die Octaëder-Flächen aufgesetzten Pyramiden bilden; es enthält 14 Ecken von zweierlei Werthe, von denen die 6 achtflächig-ungleichkantigen der Lage nach den Octaëder-Ecken entsprechen, und die 8 dreiflächig-gleichkantigen der Lage nach den Mittelpunkten der Octaëder-Flächen oder den Würfelecken entsprechen. Die Axen des Systems sind diejenigen, welche die achtflächigen Ecken mit einander verbinden.

6) Wenn jede der Halbaxen des Octaëders durch Vervielfältigung mit einer Zahl, die grösser als 1 ist, verlängert wird und wenn hierauf von dem Endpunkte einer jeden Halbaxe über die Kanten der Octaëder-Ecken hinweg Flächen gelegt werden, welche die zweite Halbaxe in der Entfernung n schneiden und mit der dritten parallel laufen (oder dieselbe in der Entfernung ∞ schneiden), so entsteht durch die wechselseitige Durchscheidung dieser Flächen das Tetrakishexaëder (Viermalsechsflächner, Pyramidenwürfel). Das Verhältniss der Parameter jeder Fläche ist hiernach $1 : \infty : n$. Die am häufigsten vorkommenden Varietäten sind diejenigen, in welchen $n = {}^3/_2$ oder 2 oder 3 ist. Der Name Pyramidenwürfel, welcher sehr häufig zur Bezeichnung dieser Krystallform gebraucht wird, rührt daher, weil sie im Allgemeinen die Form eines Würfels hat, und zwar um so mehr, je grösser die Zahl n ist. Der Pyramidenwürfel wird durch 24 ($= 6 \times 4$) gleichschenklige Dreiecke begrenzt; er enthält 36 Kanten von zweierlei Werth, und zwar 24, welche über den Diagonalen des Würfels, und 12, welche über den Kanten des Würfels liegen. Die Zahl der Ecken ist 14; diese haben zwei verschiedene Werthe: 6 sind vierflächig-gleichkantig und entsprechen den Ecken des Octaëders oder liegen über den Mittelpunkten der Flächen des Würfels, und 8 sind sechsflächig-ungleichkantig, der Lage nach den Ecken des Würfels entsprechend. Die Axen des Systems sind diejenigen, welche die vierflächigen Ecken mit einander verbinden.

7) Nimmt man in jeder Halbaxe des Octaëders 2 Punkte an, deren Entfernung vom Mittelpunkte grösser als 1 ist, und von denen m grösser als n ist, und legt man durch jede Octaëder-Ecke 8 Flächen in der Weise, dass je 2 sich beiderseits über eine Kante legen und die eine Axe in der kleineren Entfernung n, die andere in der grösseren Entfernung m schneiden, so wird jede Fläche durch das Paar-

meter-Verhältniss m : 1 : n bestimmt werden. Diese Krystallform ist das Hexakis-Octaëder (Sechsmalachtflächner, Achtundvierzigflächner, Pyramidengranatoëder). Die gewöhnlichsten Varietäten sind diejenigen, in welchen m = 3 und n = $^3/_2$, m = 4 und n = 2, m = 5 und n = $^5/_3$ ist. Der Achtundvierzigflächner wird durch 48 congruente ungleichseitige Dreiecke begrenzt; er enthält 72 (= 24 + 24 + 24) dreiwerthige Kanten, von dem die einen den Kanten des Rhombendodekaëders, die andern zu je zweien den Kanten des Würfels und die dritten zu je zweien den Kanten des Octaëders entsprechen; ferner hat es 26 (= 6 + 8 + 12) Ecken von dreierlei Werth, indem 6 achtflächige den Ecken des Octaëders, 8 sechsflächige den Ecken des Würfels und 12 vierflächige den Mittelpunkten der Flächen des Rhombendodekaëders der Lage nach entsprechen. Die Axen des Systems verbinden die 6 achtflächigen Ecken.

23. Die genannten sieben Körper sind die einfachen holoëdrischen Gestalten des regulären Systems. In den meisten Fällen treten die Flächen derselben in Combination mit einander auf, und zwar so, dass die einen wegen der grösseren Ausdehnung ihrer Flächen als vorherrschende Formen, die anderen als untergeordnete Formen erscheinen. Als vorherrschende Formen treten ganz besonders das Octaëder, der Würfel und das Rhombendodekaëder auf.

1) Am Octaëder erscheint a) der Würfel als Abstumpfung der Ecken, b) das Rhombendodekaëder als Abstumpfung der Kanten, c) das Trapezoëder als vierflächige Zuspitzung der Ecken, die auf den Flächen ruht, d) das Pyramidenoctaëder als Zuschärfung der Kanten, e) der Pyramidenwürfel als vierflächige Zuspitzung der Ecken, die auf den Kanten ruht, und f) der Achtundvierzigflächner als achtflächige Zuspitzung der Ecken.

2) Am Würfel erscheint a) das Octaëder als Abstumpfung der Ecken, b) das Rhombendodekaëder als Abstumpfung der Kanten, c) das Trapezoëder als dreiflächige Zuspitzung der Ecken, die auf den Flächen ruht, d) das Pyramidenoctaëder als dreiflächige Zuspitzung der Ecken, die auf den Kanten ruht, e) der Pyramidenwürfel als Zuschärfung der Kanten und f) der Achtundvierzigflächner durch sechsflächige Zuspitzung der Ecken.

3) Am Rhombendodekaëder erscheint a) das Octaëder als Abstumpfung der dreikantigen Ecken, b) der Würfel als Abstumpfung der vierkantigen Ecken, c) das Trapezoëder (Leucitoëder) 2 : 1 : 2 als Abstufung der Kanten, während das Trapezoëder 3 : 1 : 3 (Leucitoïd)

durch vierflächige Zuspitzung der vierkantigen Ecken, wobei die Zuspitzungsflächen auf den Kanten ruhen, entsteht.

24. Die hemiëdrischen Formen des regulären Systems unterscheiden sich in parallelflächige und geneigtflächige Formen, je nachdem sich an denselben zwei parallele Flächen finden oder nicht.

Die geneigtflächigen hemiëdrischen Formen, welche wegen ihrer Beziehungen zum Tetraëder auch tetraëdrische Formen genannt werden, sind:

1) Das Tetraëder (Vierflächner) ist die hemiëdrische Form des Octaëders, aus welchem es entsteht durch Erweiterung der abwechselnden Flächen, indem die übrigen verschwinden.

Je nachdem die einen oder die andern Flächen verschwinden, unterscheidet man ein Tetraëder und ein Gegen-Tetraëder. Das Tetraëder wird begrenzt durch vier congruente gleichseitige Dreiecke, welche unter Winkeln von 70° 32′ (vergl. Octaëder) gegen einander geneigt sind, von sechs gleichen Kanten und vier gleichwerthigen dreiflächigen Ecken. Die Axen des Systems verbinden die Mittelpunkte der Kanten mit einander.

2) Die Trigondodekaëder (Pyramidentetraëder, Triakistetraëder) sind die hemiëdrischen Formen des Trapezoëders nach den abwechselnden dreiflächigen Ecken (welche den Octaëder-Flächen entsprechen). Die gewöhnlichste Varietät ist 2 : 1 : 2. Diese Krystallform wird begrenzt durch 12 gleichschenklige congruente Dreiecke, 18 Kanten, von denen sechs gleichwerthige den Kanten eines Tetraëders entsprechen; die übrigen 12 gleichen Kanten bilden die Pyramiden, welche gleichsam auf die Tetraëderflächen aufgesetzt sind. Von den 8 Ecken sind 4 sechsflächig, den Ecken des Tetraëders entsprechend, und vier dreiflächig, der Lage nach den Mittelpunkten der Tetraëderflächen entsprechend.

3) Die Deltoïddodekaëder sind die hemiëdrischen Formen des Pyramidenoctaëders nach den abwechselnden dreiflächigen Ecken (welche den Octaëderflächen entsprechen). Die allgemeine Form des Deltoïddodekaëders ist die eines Tetraëders mit gebrochenen Kanten und auf den Flächen aufgesetzten Pyramiden. Die Deltoïddodekaëder werden von 12 Deltoïden eingeschlossen; von den 24 Kanten liegen 12 gleichwerthige längere paarweise über den Kanten des eingeschriebenen Tetraëders, 12 andere kürzere, ebenfalls gleichwerthige, bilden zu je dreien die dreiseitigen Pyramiden über den Flächen dieses Tetraëders. Von den 14 Ecken entsprechen 4 gleichkantige dreiflächige den Ecken des Tetraëders, 4 andere gleichkantige dreiflächige

bilden die auf den Tetraëderflächen ruhenden Pyramiden, und 6 ungleichkantig-vierflächige liegen über der Mitte der Kanten des eingeschriebenen Tetraëders. Die Verbindungslinien von je zwei gegenüber liegenden Ecken der letzteren Art sind die Axen des Systems.

4) Die Hexakistetraëder (gebrochene Pyramidentetraëder) sind die hemiëdrischen Formen des Achtundvierzigflächners nach den abwechselnden sechszähligen Flächensystemen (entsprechend den abwechselnden Flächen des Octaëders). Von den Varietäten kommen häufiger vor die Verhältnisse $3 : 1 : {}^3/_2$ und $5 : 1 : {}^5/_3$. Diese Krystallformen sind von 24 ungleichseitigen Dreiecken begrenzt, welche, wenn sie nach 4 sechsflächigen Ecken gruppirt werden, zusammen als Tetraëder, deren Kanten gebrochen sind und auf deren Flächen sich sechsflächige Pyramiden befinden, betrachtet werden können. Die 36 Kanten zerfallen in drei Abtheilungen, nämlich 12 längere und 12 kürzere als Kanten von sechsflächigen Pyramiden über den Flächen des eingeschriebenen Tetraëders, und 12 mittlere paarweise über den Kanten dieses Tetraëders liegend. Die 14 Ecken zerfallen gleichfalls in 3 Abtheilungen, nämlich 4 sechsflächige, aus langen und kurzen Kanten gebildet über den Tetraëderflächen, 4 sechsflächige, aus langen und mittleren Kanten bestehend an der Stelle der Tetraëderecken, und 6 vierflächige aus mittleren und kurzen Kanten gebildet über den Mittelpunkten der Kanten des Tetraëders. Die Verbindungslinien der letzten Ecken sind die Axen des Systems.

Von den parallelflächigen hemiëdrischen Formen des regulären Systems existiren nur zwei Arten, jede Art aber in mehreren Varitäten; sie sind

1) Die Pentagon-Dodekaëder oder Pyritoëder (wegen des häufigen Auftretens am Pyrit oder Schwefelkies) sind die hemiëdrischen Formen des Pyramidenwürfels nach den abwechselnden einzelnen Flächen. Die wirklich vorkommenden Pentagonal-Dodekaëder sind begrenzt durch 12 congruente Fünfecke, von denen jedes 4 gleiche und eine meist längere, selten kürzere Seite hat; das reguläre Pentagon-Dodekaëder der Geometrie kommt bei chemischen Körpern nicht vor. Die dreissig Kanten sind von zweierlei Werth, nämlich 24 und 6; letztere, meist die längeren, liegen über den Flächen des eingeschriebenen Würfels. Von den Ecken sind 8 gleichkantig-dreiflächig und entsprechen den Ecken des Würfels, 12 ungleichkantig-dreiflächig. Die Axen des Systems verbinden die Mittelpunkte von je zweien der 6 gleichwerthigen (meist längeren) Kanten.

2) Die Dyakisdodekaëder (gebrochene Pyritoëder, gebrochene Pentagondodekaëder, Trapezoïd-Didodekaëder) sind die parallelflächigen hemiëdrischen Formen des Achtundvierzigflächners nach den abwechselnden an den mittleren Kanten gelegenen Flächenpaaren. Ihre Gestalt erinnert im Ganzen an Pentagondodekaëder. Sie werden von 24 Trapezen, bei denen 2 anstossende Seiten gleich sind, eingeschlossen. Die 48 Kanten sind dreiwerthig: 12 kürzere, 12 längere und 24 mittlere. Die Ecken sind gleichfalls von dreierlei Werth, nämlich 6 gleichwinklig-vierflächige, 8 dreiflächige, und 12 ungleichwinklig-vierflächige. Die Hauptaxen verbinden je 2 gegenüberliegende gleichwinklig-vierflächige Ecken.

Die hemiëdrischen Formen des regulären Systems treten mit einigen holoëdrischen und unter sich in Combination. Als vorherrschende Formen erscheinen gewöhnlich das Octaëder, der Würfel, das Rhombendodekaëder, das Tetraëder, ein Pyramiden-Tetraëder, oder das Pentagon-Dodekaëder von dem Axenverhältniss $\infty : 1 : 2$, während die übrigen Formen als untergeordnete auftreten.

An dem Octaëder erscheinen a) die Flächen eines Pentagondodekaëders durch zweiflächige Zuschärfung der Ecken, wobei die Zuschärfungsflächen auf den Kanten ruhen, b) die Flächen des gebrochenen Pentagondodekaëders als vierflächige Zuspitzung der Ecken, wobei die Zuspitzungsflächen paarweise auf zwei gegenüberliegenden Kanten aufgesetzt sind.

An dem Würfel erscheinen a) die Flächen des Tetraëders als Abstumpfungen der abwechselnden Ecken, b) die Flächen eines Pentagondodekaëders als unsymmetrische Abstumpfungen der Kanten, und c) die Flächen eines gebrochenen Pentagondodekaëders als eine unsymmetrische dreiflächige Zuspitzung seiner Ecken.

An dem Rhombendodekaëder erscheinen die Flächen des Tetraëders als Abstumpfungen der abwechselnden dreikantigen Ecken.

An dem Tetraëder erscheinen a) die Flächen seines Gegenkörpers als Abstumpfungen der Ecken, b) die Flächen des Würfels als Abstumpfungen der Kanten, c) des Rhombendodekaëders als dreiflächige Zuspitzung der Ecken, die auf den Flächen ruht, d) die Flächen des Pyramidentetraëders als Zuschärfung seiner Kanten.

An dem Pyramidentetraëder erscheint a) das Tetraëder als Abstumpfung der dreiflächigen Ecken, b) der Würfel als Abstumpfung derjenigen Kanten, welche die Grundlinien der gleich-

schenkligen Dreiecke sind, c) das Rhombendodekaëder als Zuspitzung der Ecken, die auf den Schenkeln der gleichschenkligen Dreiecke ruht.

An dem Pentagondodekaëder erscheinen a) die Flächen des Octaëders als Abstumpfungen seiner gleichkantigen dreiflächigen Ecken, b) die Flächen des Würfels als Abstumpfungen der 6 gleichwerthigen Kanten.

25. II. Das quadratische System (tetragonale, pyramidale, viergliedrige, zwei- und einaxige, monodimetrische System) hat mit dem vorhergehenden, regulären Systeme die 3 aufeinander senkrecht stehenden Axen gemeinschaftlich, unterscheidet sich aber von demselben dadurch, dass von diesen Axen nur 2 gleich sind, während die dritte grösser oder kleiner ist. Da von der relativen Grösse der dritten Axe die Winkel, welche die Flächen mit einander bilden, und in Folge dessen alle übrigen Stücke abhängig sind, so nennt man sie die Hauptaxe, während die beiden anderen gleichen Axen als Nebenaxen oder Grundaxen bezeichnet werden. Das quadratische System (sowie alle folgenden Systeme) unterscheidet sich ferner dadurch von dem regulären Systeme, dass es als Grundgestalt nicht eine einzige Gestalt hat, dass also nicht eine einzige Quadratpyramide als Grundgestalt für alle Stoffe gilt, welche in diesem Systeme krystallisiren, sondern dass die Zahl der Quadratpyramiden, welche Grundgestalten sein können, unendlich ist, und dass für verschiende Mineralspecies in der Regel verschiedene Grundgestalten aufgestellt werden müssen. Das Verhältniss der Hauptaxe zu den Nebenaxen ist ein durchaus unbestimmtes.

Die **holoëdrischen** Formen des Systems zerfallen in geschlossene und offene. Geschlossen sind die Quadratpyramiden der ersten und zweiten Ordnung und die symmetrisch-achtseitigen oder ditetragonalen Pyramiden: offene sind die quadratischen Prismen erster und zweiter Ordnung, das symmetrisch-achtseitige Prisma und das basische Pinakoïd oder die quadratische Tafel.

1) Die Grundgestalt des quadratischen Systems, die Quadratpyramide (eigentlich Doppelpyramide) wird begrenzt durch 8 gleichschenklige gleichwerthige Dreiecke, deren Winkel an der Spitze zwischen 0 und 90° liegen können; ist der Winkel 60°, und also die Hauptaxe gleich den Nebenaxen, so ist die Form keine Quadratpyramide, sondern ein Octaëder und gehört daher nicht in das quadratische, sondern in das reguläre System; das Octaëder bildet die Grenze zwischen spitzen und stumpfen Quadratpyramiden. Die

6 Ecken sind von zweierlei Werth, nämlich 2 gleichkantig-vierflächige, welche die Endpunkte der Hauptaxe darstellen und Polecken genannt werden, und 4 ungleichkantig-vierflächige, welche man Grundecken oder Randecken nennt. Von den 12 Kanten verbinden 8 gleichwerthige die Polecken mit den Randecken und werden Polkanten genannt, die 4 übrigen, ebenfalls gleichwerthigen Kanten verbinden die Randecken mit einander und heissen Rand- oder Grundkanten. Für jeden chemischen Stoff ist als Grundgestalt eine bestimmte Quadratpyramide etwa mit dem Parameter-Verhältniss 1 : 1 : c (wo c die Polaxe ist) anzunehmen.

2) Die Quadratpyramiden der ersten Ordnung entstehen dadurch, dass man auf der Hauptaxe oben und unten vom Mittelpunkte aus irgend eine Länge mc (wobei m jede einfache rationale Zahl sein kann), gewöhnlich 3, 2, $^2/_3$, $^1/_2$, $^1/_3$ annimmt und durch den Endpunkt und die einzelnen Randkanten Ebenen legt; diese Pyramiden sind jenachdem m grösser oder kleiner als 1 ist, spitzer oder stumpfer als die Grundpyramide. Hat man der Grundpyramide eine bestimmte Stellung gegeben, z. B. dass die Hauptaxe von oben nach unten und die Nebenaxe von vorn nach hinten und von rechts nach links gerichtet sind, so haben alle Pyramiden erster Ordnung diese Stellung.

3) Die Quadratpyramiden der zweiten Ordnung haben eine um 45° verwandte Stellung gegen die Quadratpyramiden der ersten Ordnung; sie entstehen dadurch, dass an die Stellen der Polkanten der verschiedenen Quadratpyramiden erster Ordnung Flächen treten. Das Parameter-Verhältniss der Pyramiden zweiter Ordnung ist, da jede Grundkante mit einer Nebenaxe parallel läuft, 1 : ∞ : c.

4) Die symmetrisch-achtseitigen (oder titetragonalen) Pyramiden entstehen dadurch, dass durch die Endpunkte der Polaxe und einer Nebenaxe, sowie durch einen in der zweiten Nebenaxe gelegenen Punkt, welcher von dem Mittelpunkte um n (wo n eine rationale Zahl ist, grösser als 1) entfernt ist, Ebenen gelegt werden, welche sich schneiden; die Basis der entstehenden achtseitigen Doppelpyramide wird ein Achteck mit abwechselnd gleichen Ecken. Das Parameter-Verhältniss der ditetragonalen Pyramiden ist hiernach 1 : n : c. Da n viele Werthe haben kann, so entspricht jeder Pyramide erster Ordnung eine grosse Reihe von ditetragonalen Pyramiden. Setzt man n = ∞, so entsteht daraus eine Pyramide zweiter Ordnung; es lassen sich daher die Pyramiden zweiter Ordnung als eine besondere Art von

ditetragonalen Pyramiden auffassen. Die häufigsten Varietäten sind diejenigen, in welchen n $^3/_2$ oder 2 oder 3 ist; im Ganzen genommen sind sie jedoch selten.

5) Das quadratische Prisma erster Ordnung ist eine offene Form, welche aus der quadratischen Pyramide erster Ordnung dadurch entsteht, dass an die Stelle der Randkanten Flächen treten; es kann als diejenige Art Pyramide erster Ordnung aufgefasst werden, an welcher die Polaxe unendlich gross ist.

6) Die quadratischen Prismen zweiter Ordnung entstehen dadurch, dass an die Stelle der Randkanten der Pyramiden zweiter Ordnung, oder der Randecken der Pyramiden erster Ordnung Flächen treten. Sie lassen sich auch als Quadratpyramiden zweiter Ordnung auffassen, in welchen die Polaxe unendlich gross ist.

7) Das basische quadratische Pinakoïd (oder die quadratische Tafel) entsteht als an den Seiten offene Form dadurch, dass an der Stelle der Polecken irgend einer Pyramide Flächen treten. Man kann diese beiden Flächen, die häufig auch Endflächen genannt werden, als Pyramiden mit unendlich kleiner Polaxe auffassen.

26. Die **hemiëdrischen Formen** des quadratischen Systems kommen sehr selten vor (am meisten sind sie noch am Kupferkies ausgebildet); die wichtigsten sind die tetragonalen Sphenoïde und die tetragonalen Skalenoëder.

Die tetragonalen Sphenoïde entstehen aus den Quadratpyramiden, wie das Tetraëder aus dem Octaëder, durch Erweiterung der abwechselnden Flächen; es wird von 4 gleichschenkligen Dreiecken begrenzt.

Die tetragonalen Skalenoëder sind die hemiëdrischen Ableitungen aus den ditetragonalen Pyramiden durch Erweiterung der zwischen den Randecken gelegenen Flächenpaare; sie werden von 8 ungleichseitigen Dreiecken eingeschlossen.

27. Die genannten Krystallformen kommen häufig in Combination mit einander vor; als vorherrschende Formen erscheinen Pyramiden und Prismen erster und zweiter Ordnung.

An den quadratischen Pyramiden erster Ordnung erscheinen a) die Pyramiden zweiter Ordnung als Abstumpfungen der Polkanten, b) die stumpfen Pyramiden erster Ordnung als vierflächige Zuspitzungen der Polecken, die auf den Flächen ruht, c) die stumpfen Pyramiden zweiter Ordnung als vierflächige Zuspitzungen der Polecken,

die auf den Kanten ruhen; d) die spitzeren Pyramiden erster Ordnung durch zweiflächige Zuschärfung der Randkanten; e) die spitzeren Pyramiden der zweiten Ordnung durch zweiflächige Zuschärfung der Randecken, wobei die Zuschärfungsflächen auf den Polkanten ruhen; f) die quadratische Säule erster Ordnung durch Abstumpfung der Randkanten; g) die quadratische Säule zweiter Ordnung durch Abstumpfung der Randecken; h) das basische Pinakoïd oder die quadratische Tafel durch Abstumpfung der Polecken.

An den quadratischen Säulen erster Ordnung erscheinen a) die quadratische Tafel als ein der Basis paralleles Flächenpaar, b) die quadratischen Pyramiden erster Ordnung als vierflächige Zuspitzungen, die auf den Flächen ruhen, c) die quadratischen Pyramiden zweiter Ordnung durch vierflächige Zuspitzung, die auf den Kanten ruht. An Combinationen von Pyramiden mit Säulen derselben Ordnung erscheinen spitzere Pyramiden derselben Ordnung durch Abstump fung der Randkanten und spitzere Pyramiden der zweiten Ordnung durch Abstumpfung der Randecken. Bei einer Combination einer quadratischen Säule erster Ordnung mit einer quadratischen Pyramide zweiter Ordnung erscheint durch Abstumpfung der zickzackförmig auf- und ablaufenden Randkanten eine ditetragonale Pyramide.

28. III. Das **rhombische System** (orthotype, holoëdrisch-rhombische, zwei- und zweigliedrige, ein- und einaxige System) hat mit den beiden vorhergehenden Systemen die 3 Axen, welche auf einander senkrecht stehen, gemein, unterscheidet sich aber von ihnen dadurch, dass die drei Axen alle einander ungleich sind. Da keine der drei Axen in Bezug auf die anderen bevorzugt ist, so kann eine jede von ihnen als Hauptaxe angesehen werden. Nach der Natur eines jeden chemischen Stoffes hat man eine der Axen als Hauptaxe zu bestimmen, die beiden anderen sind dann die Neben- oder Grundaxen; letztere sind die Diagonalen eines Rhombus. Die grössere derselben wird als Makrodiagonale, die kleinere als Brachydiagonale bezeichnet. Das Verhältniss der 3 Axen zu einander ist durchaus unbeschränkt.

Die holoëdrischen Formen des Systems sind wie bei allen ungleichaxigen Systemen theils geschlossen, theils offen; geschlossen sind die rhombischen Pyramiden; offen sind die verschiedenen Prismen und die verschiedenen Endflächen.

Die rhombischen Pyramiden sind von 8 ungleichseitigen congruenten Dreiecken eingeschlossen; die Ecken sind von dreierlei Art, nämlich 2 Polecken, 2 spitzere Grundecken an der grösseren Nebenaxe und 2 stumpfere an der kleineren; jede Ecke ist vierflächig mit

je 2 gegenüberliegenden gleichen Kanten; je 2 und 2 gegenüberliegende Ecken sind ebenfalls einander gleich. Von den 12 Kanten sind 8 Polkanten, 4 Grundkanten; die Polkanten sind von zweierlei Werth, die Grundkanten sind gleich.

Aus derjenigen rhombischen Pyramide, welche man als Grundgestalt angenommen hat, leitet sich 1) eine Reihe von stumpfen und spitzern rhombischen Pyramiden ab, welche dieselbe Basis wie die Grundform haben, dadurch dass man die Hauptaxe in einem einfachen rationalen Verhältniss verlängert und verkürzt; diese Zahlen sind $^1/_2$, $^1/_3$, 2, 3 u. s. f. Grenzformen dieser Art von Pyramiden sind das verticale Prisma, mit 4 gleichwerthigen Flächen und 4 gleichwerthigen Kanten, welche mit der Hauptaxe parallel laufen und die basischen Endflächen oder das basische Pinakoïd.

Aus jeder dieser abgeleiteten Pyramiden kann sich eine neue Reihe von Pyramiden bilden dadurch, dass entweder die Brachydiagonale oder die Makrodiagonale sich in einem einfachen rationalen Verhältnisse verlängert oder verkürzt, und durch diese neuen Endpunkte und die unveränderten Endpunkte der anderen Nebenaxe und der Hauptaxe Flächen gelegt werden. Hierdurch entstehen Makropyramiden, sobald die Makrodiagonale verändert ist, und Brachypyramiden, wenn die Brachydiagonale verändert ist. Denkt man sich n (d. h. die Zahl, mit welcher die Nebenaxen vervielfältigt sind) unendlich gross, so entstehen, sobald die Makrodiagonale in dieser Weise verändert ist, horizontal liegende Prismen, deren Kanten mit der Makrodiagonale parallel laufen; ist dagegen die Brachydiagonale unendlich verlängert, so laufen die Kanten der entstehenden horizontalen Prismen den Brachydiagonalen parallel. Man nennt das erstere Makrodoma, das letztere Brachydoma, im Gegensatz zu den vertikalen Prismen, deren Kanten der Hauptaxe parallel sind. Lässt man in einem solchen Doma die Hauptaxe des Systems bis ins Unendliche wachsen, so erhält man 2 parallele Flächen, welche der Hauptaxe und einer der Nebenaxen parallel sind; von diesen nennt man diejenigen, welche der Makrodiagonale parallel sind, makrodiagonale Endflächen oder makrodiagonales Pinakoïd, diejenigen hingegen, welche der Brachydiagonale parallel, sind brachydiagonale Endflächen oder brachydiagonales Pinakoïd.

29. Hemiëdrische Formen kommen in diesem Systeme nur selten vor. Am wichtigsten sind noch die rhombischen Sphenoïde, entsprechend den quadratischen Sphenoïden und dem Tetra-

öder, welche durch Erweiterung der abwechselnden Flächen der rhombischen Pyramiden entstehen und von 4 ungleichseitigen Dreiecken, deren Mittelkanten zickzackförmig auf und absteigen, eingeschlossen werden.

30. Von den **Combinationen**, welche die Krystallformen des rhombischen Systems mit einander bilden, und bei welchen gewöhnlich eine Säulenform die vorherrschende Gestalt ist, sind folgende die wichtigsten:

An der rhombischen Pyramide erscheinen a) stumpfere Pyramiden mit gleicher Basis durch Zuspitzung der Polecken, wobei die Zuspitzungsflächen auf den Pyramidenflächen ruhen, d. h. die Combinationskanten mit den Grundkanten parallel sind; b) spitzere Pyramiden mit gleicher Basis durch Zuschärfung der Grundkanten; c) Pyramiden mit veränderter Basis durch Zuschärfung der Polkanten; d) vertikale Prismen mit gleicher Basis durch Abstumpfung der Grundkanten; e) vertikale Prismen mit ungleicher Basis durch Zuschärfung der Grundecken, wobei die Zuschärfungsflächen auf die Kanten aufgesetzt sind; f) die basischen Endflächen oder das basische Pinakoïd durch Abstumpfung der Polecken; g) die brachydiagonale Endfläche oder das brachydiagonale Pinakoïd durch Abstumpfung der makrodiagonalen Ecken, und die makrodiagonalen Endflächen durch Abstumpfung der brachydiagonalen Ecken; bei einer gleichmässigen Abstumpfung der Ecken erscheint diese Combination als eine rechteckige (oblonge) Säule mit vierflächiger Zuspitzung, wobei die Zuspitzungsflächen auf den Kanten ruhen; h) die horizontalen Prismen oder Domen erscheinen durch Abstumpfung der Polkanten, und zwar erscheint das Makrodoma durch Abstumpfung derjenigen Polkanten, welche nach den Endpunkten der Brachydiagonale gerichtet sind, das Brachydoma dagegen durch Abstumpfung derjenigen Polkanten, welche nach den Endpunkten der Makrodiagonale gerichtet sind. Durch eine gleichmässige Abstumpfung aller Polkanten bis zum Verschwinden der Pyramidenflächen entsteht eine Form, welche als Oblongpyramide (rectanguläre Pyramide) d. h. als solche, deren Basis ein Rechteck ist, aufgefasst werden kann.

An dem rhombischen Prisma erscheinen a) die Pyramiden mit derselben Basis als die der Prismen durch eine derartige Zuspitzung der Enden, dass die Zuspitzungsflächen mit den Polkanten (vertikale Kanten) rechte Winkel bilden, d. h. gerade aufgesetzt sind; ist dies nicht der Fall, so hat die Pyramide eine andere

Basis als das Prisma; b) Prismen mit ungleicher Basis entstehen durch Zuschärfung der Polkanten; c) die basischen Endflächen durch eine Abstumpfung der Enden, so dass die Endflächen senkrecht auf den Seitenflächen stehen, und die Combinationskanten rechte Winkel mit den Polkanten bilden; d) die brachydiagonalen Endflächen durch Abstumpfung der scharfen Polkanten (d. h. an welchen die Seitenflächen unter spitzen Winkeln gegen einander geneigt sind); und die makrodiagonalen Endflächen durch Abstumpfung der stumpfen Polkanten; bei dem Vorhandensein beider Arten von Flächen, unter Zurücktreten oder gänzlichem Verschwinden der Flächen der rhombischen Säule, entsteht eine Form, welche als Oblongsäule (rectanguläre Säule) mit einem Rechteck als Basis betrachtet werden kann; e) bei einer Combination von rhombischer Pyramide mit rhombischem Prisma von gleicher Basis erscheinen die Domen durch Abstumpfung der Polkanten der Pyramiden, so dass die Abstumpfungsflächen auf den Polkanten des Prismas ruhen.

Von den Combinationen holoëdrischer Formen mit hemiëdrischen ist die Combination der rhombischen Säule mit dem rhombischen Sphenoïd zu erwähnen. Sie erscheint als rhombische Säule mit zweiflächiger Zuschärfung ihrer Enden und zwar in der Weise, dass, wenn oben die vordere linke und hintere rechte Fläche erscheinen, unten die vordere rechte und hintere linke zum Vorschein kommen. Diese Zuschärfungsflächen sind anzusehen als die abwechselnden Flächen einer rhombischen Pyramide.

31. IV. **Das monokline System** (hemiothotype, hemiëdrisch-rhombische, zwei- und eingliedrige System) wird characterisirt durch drei ungleiche Axen, von denen zwei (die Nebenaxen) auf einander senkrecht stehen, so dass die Basis, wie bei dem rhombischen Systeme ein Rhombus ist, während die dritte Axe (die Hauptaxe) senkrecht auf der einen, aber schief auf der anderen steht. Die zu diesem Systeme gehörigen Formen sind daher nach einer horizontalen Richtung hin (z. B. von links nach rechts) schief, während sie nach der anderen horizontalen Richtung (z. B. von vorn nach hinten) gerade sind. Diejenige Nebenaxe, auf welcher die Hauptaxe schief steht, heisst Klinodiagonale; die andere Nebenaxe, mit welcher die Hauptaxe rechte Winkel bildet, Orthodiagonale. Die drei Axen des Systems können jede beliebige Grösse haben; man wählt gewöhnlich von den beiden auf einander schief stehenden Axen diejenige als Hauptaxe, nach welcher die Krystalle am vollständigsten

ausgebildet sind. Das monokline System unterscheidet sich von dem rhombischen wesentlich dadurch, dass (vorausgesetzt die Klinodiagonale sei von links nach rechts gerichtet) die einzelnen Theile der Krystalle links und rechts verschieden gestaltet sind, während im rhombischen System eine solche Verschiedenheit nicht stattfindet.

Die Grundgestalt des Systems ist eine monokline Pyramide. Sie wird von 8 ungleichseitigen Dreiecken begrenzt, welche, zu je 4, zwei verschiedene Werthe haben; jede 4 Dreiecke sind wieder in 2 gegenüberliegende Flächenpaare getrennt. Von diesen Flächenpaaren liegen je 2 kleinere über dem spitzen Winkel, und 2 grössere über dem stumpfen Winkel, welchen die Hauptaxe mit der Klinodiagonale bildet. Wegen dieses zweifachen Werthes der Flächen können dieselben auch ganz unabhängig von einander auftreten, so dass auch öfters die einen 4 Flächen nur allein ausgebildet sind, und nicht von den anderen Pyramidenflächen, sondern von Prismenflächen u. s. w. begrenzt werden können. In Folge der Verschiedenheit der Flächen tritt auch eine Verschiedenheit der Ecken und Kanten ein, welche ihrerseits wiederum eine verschiedene Veränderung erleiden können, so dass z. B. die gleichartigen Kanten abgestumpft, die übrigen aber unverändert sein können. Die 6 Ecken sind von drei verschiedenen Werthen; ein Paar befindet sich an den Enden der Hauptaxe, ein anderes Paar an den Enden der Orthodiagonale, ein drittes an den Enden der Klinodiagonale. Auch die 12 Kanten sind von vierfachem Werth; 4 gleiche Grundkanten schliessen die rhombische Basis ein; 4 andere gleiche Kanten verbinden die Polecken mit den Endpunkten der Orthodiagonale; 2 gleiche längere Kanten, welche die Polecken mit den Endpunkten der Klinodiagonale verbinden, liegen dem durch die Polaxe und Klinodiagonale gebildeten stumpfen Winkel gegenüber, während 2 gleiche kürzere dem spitzen Winkel gegenüberliegen.

Die Pyramiden des monoklinen Systems haben entweder dieselbe Basis wie die Grundgestalt oder verschiedene. Flächen, welche zu Pyramiden von gleicher Basis gehören, entstehen durch Verlängerung und Verkürzung der Hauptaxe, durch Multiplication mit einer Zahl wie $^1/_2$, $^2/_3$, 2, 3 etc.

Andere Basis als die Grundpyramide haben dagegen diejenigen Pyramiden, welche bei unveränderter oder veränderter Hauptaxe eine Nebenaxe verändern. Setzt man die Hauptaxe unendlich gross, so

erhält man das monokline Prisma, dessen Seitenkanten der Hauptaxe parallel sind.

Wird die Hauptaxe einer monoklinen Pyramide 0, so erhält man die basischen Endflächen, welche mit den Nebenaxen parallel laufen.

Denkt man sich ferner die Orthodiagonale unendlich vergrössert, so erhält man das orthodiagonale Doma, dessen Kanten der Orthodiagonale parallel laufen; seine Basis ist ein Rhomboïd und seine Seitenflächen von zweierlei Werth. Wird die Klinodiagonale unendlich vergrössert, so erhält man das klinodiagonale Doma mit rhombischer Basis, dessen Kanten der Klinodiagonale parallel sind.

Wird die Klinodiagonale einer monoklinen Pyramide verschwindend klein, so entsteht die mit der Orthodiagonale und der Hauptaxe parallele orthodiagonale Endfläche und wird die Orthodiagonale unendlich klein, so entsteht die mit der Klinodiagonale und der Hauptaxe parallele klinodiagonale Endfläche.

32. Die wichtigsten **Combinationen**, welche die Formen des monoklinen Systems mit einander eingehen, sind folgende:

Durch Abstumpfung der Polecken entstehen die basischen Endflächen; durch Abstumpfung derjenigen Grundecken, nach welchen die Klinodiagonale gerichtet ist, erscheinen die orthodiagonalen Endflächen, parallel der Hauptaxe und der Orthodiagonale; durch Abstumpfung der Grundecken, in welchen die Orthodiagonale endigt, erscheinen die klinodiagonalen Endflächen, parallel derjenigen Ebene, in welcher die Hauptaxe und die Klinodiagonale liegen und senkrecht auf der Basis. Treten die klinodiagonalen und die orthodiagonalen Endflächen zu gleicher Zeit auf, so bilden sie ein geneigtes Prisma, dessen Basis ein Rechteck ist; die klinodiagonalen Endflächen und die basischen Endflächen zusammen auftretend bilden eine horizontal liegende Säule, deren Basis ein Rechteck ist; dagegen bildet die Combination der orthodiagonalen Endflächen und der basischen Endflächen eine horizontal liegende Säule mit rhomboïdischer Basis.

Durch Abstumpfung der Grundkanten, so dass die Combinationskanten parallel den Grundkanten sind, entsteht eine Combination der Pyramide mit dem Prisma von gleicher Grundfläche. Durch Abstumpfung der von den Polecken nach den Endpunkten der Orthodiagonale gerichteten Polkanten entsteht das klinodiagonale Doma; durch Abstumpfung der dem spitzen Winkel des Axensystems gegen-

überliegenden Polkanten entstehen 2 Flächen des orthodiagonalen Domas, und durch Abstumpfung der dem stumpfen Winkel gegenüber liegenden Polkanten die beiden anderen Flächen des orthodiagonalen Domas.

Die Combination des rhombischen Prismas mit den basischen Endflächen ist eine häufig auftretende Krystallform des monoklinen Systems. An dieser Combination erscheinen die orthodiagonalen Endflächen als Abstumpfungen derjenigen Polkanten, nach welchen die Klinodiagonale gerichtet ist; die klinodiagonalen Endflächen dagegen erscheinen als Abstumpfungen der Polkanten, nach welchen die Orthodiagonale gerichtet ist.

An derselben Combination des monoklinen Prismas mit den basischen Endflächen erscheinen Kanten von zweifachem Werth: ein Paar schärfere oben rechts entsprechend einem anderen Paar schärferen unten links, und ein Paar stumpfere oben links entsprechend einem anderen Paar stumpferen unten rechts. Durch Abstumpfung der schärferen Combinationskanten entstehen die dem spitzen Axenwinkel gegenüberliegenden Flächen und durch Abstumpfung der stumpferen Combinationskanten die dem stumpfen Axenwinkel gegenüberliegenden Flächen einer Pyramide, welche dieselbe Basis hat, als das Prisma. Die Abstumpfungen beider Arten von Kanten kommen bisweilen zugleich vor, häufig aber ist die Veränderung nur an einer einzigen Art sichtbar. Die Gleichheit der Basis von Pyramiden mit Prisma bedingt, dass die Combinationskanten den Kanten der Basis der Pyramide parallel sind; hat hingegen die Pyramide eine verschiedene Basis von der des Prismas, so sind die Combinationskanten den Kanten der Pyramide nicht parallel.

Die Combinationskanten der basischen Endflächen mit den orthodiagonalen Endflächen sind von zweierlei Werth: 2 schärfere und 2 stumpfere; sie werden abgestumpft durch die Flächen eines orthodiagonalen Domas; dagegen sind die 4 Combinationskanten der basischen Endflächen mit den klinodiagonalen Endflächen gleichwerthig; sie werden abgestumpft durch die Flächen des klinodiagonalen Domas.

Die Combinationsecken eines Prismas mit den basischen Endflächen sind von dreifachem Werth. Diejenigen 4 Ecken, welche in der Richtung der Orthodiagonale liegen, sind von gleichem Werth und werden abgestumpft durch die Flächen eines klinodiagonalen Domas. Dagegen sind diejenigen 4 Ecken, welche in der Richtung der Klino-

diagonale liegen, zu je 2 von zweierlei Werth; sie werden abgestumpft durch die Flächen eines orthodiagonalen Domas.

Diejenigen Polkanten eines Prismas, welche durch die Enden der Orthodiagonale gehen, werden zugeschärft durch die Flächen eines Prismas mit anderer Basis, nämlich mit grösserer Klinodiagonale; dagegen werden diejenigen Polkanten eines Prismas, welche durch die Enden der Klinodiagonale gehen, zugeschärft durch die Flächen eines Prismas, dessen Basis mit grösserer Orthodiagonale, oder, was gleichbedeutend ist, mit kleinerer Klinodiagonale versehen ist.

33. V. Das **dikline System** (hemianorthotype System) ist nur an sehr wenigen chemischen Stoffen entdeckt worden, im Besonderen an keinem einzigen Minerale; es ist daher von bei weitem geringerer Bedeutung, als die übrigen Systeme. Es wird characterisirt durch 3 ungleiche Axen, von denen 2 (die Nebenaxen) senkrecht auf einander stehen, während die dritte, die Polaxe auf beiden Nebenaxen schief steht. Die G r u n d g e s t a l t d e s S y s t e m s, d i e m o n o k l i n e P y r a m i d e, hat daher als Basis, ebenso wie die beiden vorhergehenden Systeme, einen Rhombus. Die Flächen sind ungleichseitige Dreiecke und von vierfachem Werthe, die 12 Kanten sind 4 gleiche Grundkanten und 8 Polkanten, von denen nur je 2 und 2 gegenüberliegende gleich sind; von den Ecken sind je 2 gegenüberliegende einander gleich.

34. VI. Das **trikline System** (anorthotype, tetartoëdrisch-rhombische, ein- und eingliedrige System) hat mit den beiden vorhergehenden Systemen die Ungleichheit der drei Axen gemein, unterscheidet sich aber von denselben dadurch, dass alle drei Axen schiefe Winkel mit einander bilden, im Besonderen auch, dass die Basis der Grundgestalt kein gleichseitiges Parallelogramm (Quadrat oder Rhombus), sondern ein ungleichseitiges, ein Rhomboïd, ist. Die Axen des Systems können wie bei dem rhombischen System als Hauptaxe, Makrodiagonale und Brachydiagonale unterschieden werden.

Die G r u n d g e s t a l t des triklinen Systems ist die t r i k l i n e P y r a m i d e. Sie wird begrenzt von 8 ungleichseitigen Dreiecken von vierfachem Werth, 12 Kanten von sechsfachem und 6 Ecken von dreifachem Werth, indem nur je zwei gegenüberliegende Stücke gleichwerthig sind; daher zerfällt die Pyramide in viele ungleichartige Theile, die in ihren Veränderungen von einander unabhängig sind. Wenn z. B. eine Kante abgestumpft ist, so bedingt diese Veränderung nur die Abstumpfung der ihr gegenüberliegenden Kante, während

alle übrigen Kanten unverändert bleiben oder andere Veränderungen erleiden können.

Pyramiden mit derselben Basis, welche die Grundgestalt hat, entstehen durch Verlängerung der Hauptaxe; die Grenzen für solche Pyramiden sind das trikline Prisma und die basischen Endflächen, ersteres wenn die Hauptaxe unendlich gross, letzteres wenn sie unendlich klein wird.

Aus jeder von diesen Pyramiden lassen sich durch Verkürzung oder Verlängerung der Brachydiagonale und Makrodiagonale neue Reihen von Pyramiden bilden, deren Basis nicht mit der Basis der Grundgestalt übereinstimmt.

Wenn sich die Brachydiagonale einer Pyramide ins Unendliche verlängert, so entsteht ein Brachydoma, und wenn sich die Makrodiagonale bis ins Unendliche verlängert, ein Makrodoma.

Wenn die Polaxe und die Brachydiagonale unendlich gross werden, so entstehen die brachydiagonalen Endflächen, und wenn Polaxe und Makrodiagonale sich bis ins Unendliche verlängern, die makrodiagonalen Endflächen.

35. Die Combinationen des triklinen Systems zeigen eine grosse Mannigfaltigkeit und in ihrem ganzen Erscheinen Mangel an Regelmässigkeit. Da die Grundgestalt wegen der Ungleichheit und schiefen Stellung der Axen in vier von einander unabhängige Theile, Viertelpyramiden, zerfällt, von denen jede sich selbstständig verändern kann, so erscheinen Viertelpyramiden und halbe Prismen häufig in Combination mit einander. So sind z. B. an einem Prisma mit basischer Endfläche zwei gegenüberliegende Combinationskanten durch 2 Pyramidenflächen abgestumpft, oder an einer Pyramide 2 gegenüberliegende Polkanten durch 2 Flächen eines Domas abgestumpft. Abgesehen von dieser Zertheilung der Krystallformen sind doch die Combinationen dieses Systems denjenigen des rhombischen und monoklinen Systems höchst ähnlich, so dass eine specielle Betrachtung derselben kein Bedürfniss ist.

36. VII. **Das hexagonale System** (rhomboëdrische, monotrimetrische, drei- und einaxige System) unterscheidet sich von allen übrigen Systemen dadurch, dass seine Formen nicht durch 3, sondern durch 4 Axen bestimmt werden. Von diesen 4 Axen bilden 3, die Grund- oder Nebenaxen, die Basis, liegen in einer einzigen Ebene, sind gleich und schneiden sich unter Winkeln von 60 resp. 120 Grad; die 4. Axe, die Hauptaxe, steht senkrecht auf der Ebene der 3 Grundaxen. Die 3 Grundaxen bilden hiernach die Diagonalen eines regelmässigen

Sechsecks, Hexagons, welchem Umstande das System seinen Namen verdankt. Das hexagonale System hat mit dem quadratischen System insofern Aehnlichkeit, als die Grundaxen in beiden gleich sind, und die Hauptaxe senkrecht auf der Basis steht; daher ist auch die Art und Weise der Ableitung anderer Formen in beiden Systemen ähnlich.

Die holoëdrischen Krystallformen des hexagonalen Systems sind folgende:

Die Grundgestalt des Systems ist die Hexagonalpyramide. Sie wird begrenzt durch 12 gleichschenklige Dreiecke, deren Grundlinien die Seiten des basischen Hexagons und deren Schenkel die Polkanten bilden. Von den 18 Kanten sind 12, die Polkanten, gleichwerthig, und ebenso die 6 Grundkanten. Die 8 Ecken sind 2 Polecken und 6 Grundecken. Die beiden Polecken sind gleichwerthig und werden je von 6 Flächen gebildet. Die Winkel an der Spitze der gleichschenkligen Dreiecke können Werthe haben von 0 bis 60°, während die Polkantenwinkel, welche von zwei benachbarten Flächen gebildet werden, zwischen 120 und 180° betragen können. Die Kantenwinkel an den Grundkanten können alle möglichen Werthe von 180 bis 0° haben. Für verschiedene chemische Stoffe können die als Grundgestalt angenommenen Hexagonpyramiden verschieden sein. Die Grösse der Hauptaxe ist von der der Nebenaxen ganz unabhängig.

Dadurch dass sich die Hauptaxe in einem einfachen rationalen Verhältniss verlängert oder verkürzt, während die Grundaxen unverändert bleiben, entstehen neue Pyramiden in der Stellung der Grundgestalt; diese Pyramiden nennt man Hexagonpyramiden erster Ordnung. Ist m, d. h. die Zahl, mit welcher die Länge der Polaxe multiplicirt wird, $= \infty$, so geht die Pyramide in das hexagonale Prisma erster Ordnung, oder kürzer in das erste hexagonale Prisma über, d. h. in dasjenige Prisma, dessen Stellung mit derjenigen der Grundpyramide übereinstimmt. Wird dagegen in den Pyramiden erster Ordnung $m = 0$, so entstehen die basischen Endflächen.

Die dihexagonalen Pyramiden oder symmetrisch-zwölfseitigen, welche sich aus jeder Pyramide erster Ordnung ableiten lassen, entstehen dadurch, dass die Nebenaxen sich in einem einfachen Verhältniss verlängern, und dass sich durch jeden neuen Endpunkt, den ursprünglichen Endpunkt der benachbarten Nebenaxe und den Endpunkt der Polaxe Flächen legen, welche sich gegenseitig

schneiden. Die Werthe der Zahlen, mit welchen die einzelnen Grundaxen multiplicirt sind, sind sehr beschränkt, da bei n = 2, der Winkel, unter welchem die neu entstehenden Kanten der Basis zusammenstossen, 180° wird. Für n = 2 gehen also die dihexagonalen Pyramiden in hexagonale Pyramiden über, die sich von den früher erwähnten durch ihre Stellung unterscheiden, insofern als an den Stellen, wo sich bei der Grundpyramide Polkanten und Grundecken befinden, bei den neuen Pyramiden Flächen und Grundkanten auftreten. Letztere bezeichnet man durch Pyramiden zweiter Ordnung oder von verwendeter Stellung. Denkt man sich die Polaxe der dihexagonalen Pyramiden unendlich verlängert, so gehen sie in die dihexagonalen Prismen über.

37. Wenn die genannten holoëdrischen Formen in Combination mit einander treten, so zeigen sich folgende Formenänderungen:

An den hexagonalen Pyramiden erster Ordnung erscheinen a) eine Hexagonpyramide zweiter Ordnung durch Abstumpfung der Polkanten; b) ein Hexagonprisma erster Ordnung durch Abstumpfung der Grundkanten; c) dihexagonale Pyramiden durch Zuschärfung der Polkanten; d) spitzere Hexagonpyramiden erster Ordnung durch Zuschärfung der Grundkanten; e) die basischen Endflächen durch Abstumpfung der Polecken; f) das Hexagonprisma zweiter Ordnung durch Abstumpfung der Grundecken; g) stumpfere Hexagonpyramiden erster Ordnung durch sechsflächige Zuspitzung der Polecken, wobei die Zuspitzungsflächen auf den Flächen ruhen.

An dem hexagonalen Prisma erster Ordnung, begrenzt durch die gerade aufgesetzten basischen Endflächen, erscheinen a) das hexagonale Prisma zweiter Ordnung durch Abstumpfung der Polkanten, b) eine Hexagonpyramide erster Ordnung durch Abstumpfung der Combinationskanten, c) ein dihexagonales Prisma durch zweiflächige Zuschärfung der Polkanten, d) eine Hexagonpyramide zweiter Ordnung durch Abstumpfung der Ecken.

38. Von besonderer Bedeutung sind in diesem Systeme die **hemiëdrischen Formen**, bei welchen nur die halbe Zahl der Flächen einer andern Krystallform auftritt, und von einer geringern Bedeutung auch die tetartoëdrischen Formen, bei welchen nur der vierte Theil der Zahl der Flächen übrig bleibt.

Ungemein verbreitet ist das Rhomboëder mit seinen Ableitungen und Combinationen. Ein Rhomboëder entsteht dadurch, dass man sich von einer Hexagonpyramide die abwechselnden Flächen bis zum gegenseitigen Durchschnitt erweitert denkt, während die übrigen verschwinden. Geht mit der anderen halben Zahl der Flächen dieselbe Veränderung vor, so entsteht ein Rhomboëder von derselben Form, aber in verwendeter Stellung. Die Rhomboëder werden begrenzt von 6 congruenten Rhomben, welche eine zweifache Stellung zu einander haben können: entweder vertheilen sich die stumpfen Winkel der Rhomboëderflächen so, dass zwei gegenüberliegende Ecken aus je 3 stumpfen Winkeln bestehen, während die übrigen 6 zu je 1 an die 6 übrigen Ecken vertheilt sind, oder dieselbe Vertheilung findet in Bezug auf die 12 spitzen Winkel der 6 Rhomben statt. Im ersten Falle sind die 12 spitzen Winkel, im zweiten Falle die 12 stumpfen Winkel zu je 2 mit je einem stumpfen resp. einem spitzen Winkel zu Ecken vereinigt. Diejenigen beiden Ecken, welche aus drei gleichwerthigen Winkeln gebildet sind, nennt man Polecken, und zwar nennt man diejenigen Rhomboëder, deren Polecken aus drei spitzen Winkeln bestehen, spitze Rhomboëder, diejenigen dagegen, deren Polecken aus drei stumpfen Winkeln bestehen, stumpfe Rhomboëder. Zwischen den spitzen und den stumpfen Rhomboëdern steht von geometrischem Standpunkte aus der Würfel, der jedoch als Krystall durchaus nicht dem hexagonalen, sondern nur dem regulären Systeme angehört. Die 12 Kanten der Rhomboëder sind zwar gleich, doch ihrer Entstehungsweise nach ungleichwerthig, so dass 6 welche die Polecken bilden, Polkanten, die übrigen, welche zickzackförmig an den Seiten des Rhomboëders auf- und absteigen, Randkanten genannt werden. Die Polaxe des Systems ist an dem Rhomboëder diejenige, welche die beiden Polecken mit einander verbindet und fällt also mit der Polaxe des Rhomboëders zusammen; dagegen sind die Nebenaxen des Systems die Linien, welche die Mittelpunkte von je 2 gegenüberliegenden Kanten verbinden.

Wie oben bemerkt, können aus derselben hexagonalen Pyramide als Grundgestalt, je nachdem die einen oder die andern abwechselnden Flächen erweitert werden, zwei in der Form übereinstimmende, der Stellung nach aber verschiedene Rhomboëder abgeleitet werden; um diese zu unterscheiden, bezeichnet man das eine Rhomboëder durch $+R$, das andere durch $-R$, und, indem man von diesen Rhomboëdern durch Verlängerung und Verkürzung der Hauptaxe spitzere, und stumpfere, ableitet, allgemein durch $+mR$ und $-mR$.

Eine andere hemiëdrische Form des Hexagonalsystems ist das hexagonale Skalenoëder, welches bei einigen chemischen Stoffen häufig und sehr ausgebildet vorkommt. Das hexagonale Skalenoëder ist eigentlich die hemiëdrische Form der dihexagonalen Pyramide, entstanden durch Erweiterung der abwechselnden Flächenpaare, welche an den zwischen den Polkanten der ursprünglichen Hexagonpyramide laufenden Polkanten liegen. Ebenso wie es nun verschiedene stumpfere und spitzere dihexagonale Pyramiden giebt, so giebt es auch verschiedene hexagonale Skalenoëder. Aus den Rhomboëdern leiten sich die Skalenoëder leicht dadurch ab, dass sich die Hauptaxen der Rhomboëder in einem einfachen Verhältnisse verlängern oder verkürzen und dass durch die Endpunkte dieser veränderten Hauptaxe und zugleich durch je zwei benachbarte Grundeckpunkte des Rhomboëders Flächen gelegt werden. Die hexagonalen Skalenoëder werden von 12 gleichwerthigen ungleichseitigen Dreiecken eingeschlossen. Die 18 Kanten sind daher von dreierlei Werth: 6 kürzere Polkanten, welche über den Polkanten des Rhomboëders liegen, 6 längere Polkanten, welche über den von den Polen ausgehenden Diagonalen der Rhomben des Rhomboëders liegen, und 6 Randkanten, welche mit den Randkanten des Rhomboëders übereinstimmen; diese liegen also, wie beim Rhomboëder, nicht in einer Ebene, sondern steigen zickzackförmig auf und ab. Die 8 Ecken sind von zweifachem Werthe. Die beiden Polecken sind sechsflächig mit abwechselnden kürzern und längern Polkanten; und die 6 Randecken sind vierflächig mit je zwei gegenüberliegenden gleichen Kanten.

Ausser den Rhomboëdern und hexagonalen Skalenoëdern kommen noch andere hemiëdrische und tetartoëdrische Formen vor, aber nur selten und wenig ausgebildet — im Besondern trigonale Pyramiden und trigonale Trapezoëder — und daher von geringerer Bedeutung.

39. Von den **Combinationen** der Rhomboëder und Skalenoëder unter sich und mit holoëdrischen Formen sind folgende von Bedeutung:

Die hexagonalen Pyramiden sind bei einigen Stoffen, im besondern beim Quarz, als Combinationen der beiden entgegengesetzten Rhomboëder anzusehen, deren Flächen sich auch häufig durch ihre äussere Erscheinung, als Grösse, Glanz, Streifung, von einander unterscheiden. Rhomboëderflächen erscheinen an einer hexagonalen Pyramide durch dreiflächige Zuspitzung der Polecken, wobei die Zuspitzungsflächen entweder auf den Kanten oder

auf den Flächen ruhen; auch durch Abstumpfung der abwechselnden Polkanten erscheint ein Rhomboëder.

An einem hexagonalen Prisma erscheinen Rhomboëderflächen als dreiflächige Zuspitzungen der Enden, wobei die Zuspitzungsflächen entweder auf den abwechselnden Flächen oder auf den abwechselnden Kanten des Prisma aufsitzen. Das hexagonale Skalenoëder erscheint an einem Hexagonprisma oder einer Hexagonpyramide als sechsflächige Zuspitzung der Enden, wobei die Zuspitzung an den abwechselnden Kanten der Pyramide stattfindet.

An einem Rhomboëder erscheinen a) die Flächen eines Rhomboëders in verwendeter Stellung durch Abstumpfung der Polkanten; b) die Flächen von stumpfen Rhomboëdern in derselben Stellung durch dreiflächige Zuspitzung der Polecken, wobei die Zuspitzungsflächen auf den Rhomboëderflächen ruhen; c) die Flächen von spitzeren Rhomboëdern durch schräge Abstumpfung der Grundecken; d) die Flächen eines hexagonalen Prismas in gleicher Stellung durch Abstumpfung der Grundecken; e) die Flächen eines Prismas in verwendeter Stellung durch Abstumpfung der Grundkanten; f) die basischen Endflächen durch Abstumpfung der Polecken; g) ein hexagonales Skalenoëder durch Zuschärfung der Polkanten.

An einem hexagonalen Skalenoëder erscheinen die Flächen a) eines Rhomboëders durch dreiflächige Zuspitzung der Polecken, wobei die Zuspitzungsflächen auf gleichwerthigen Polkanten ruhen; b) die Flächen eines hexagonalen Prismas durch Abstumpfung der Grundecken; c) die Flächen eines hexagonalen Prismas in verwendeter Stellung durch Abstumpfung der Grundkanten.

Hemimorphismus. Zwillingskrystalle. Spaltungsrichtungen. Isomorphie. Heteromorphie.

40. Hemimorphismus. Das in der Krystallographie überhaupt geltende Gesetz, dass gleichwerthige Kanten, Flächen, Ecken eines Krystalls gleiche Veränderung erleiden, wird schon durch die Hemiëdrie beschränkt, indem auch die abwechselnden gleichwerthigen Stücke eines Krystalls in gleicher Weise sich verändern, während die dazwischen liegenden unverändert bleiben. Eine fernere Beschränkung erleidet das Hauptgesetz noch dadurch, dass in einigen Krystallen, welche zu denjenigen Systemen gehören, in welchen eine Axe, die Hauptaxe, einen besondern Werth hat, die entgegengesetzten

Enden derselben mit verschiedenen Flächen versehen sind. Diese Erscheinung gewinnt um so mehr Interesse, als solche Krystalle beim Erwärmen an verschiedenen Enden verschiedene Elektricität besitzen, oder polar-elektrisch werden.

41. Zwillingskrystalle. Häufig sind die Krystalle mit einander verwachsen; dabei ist ihre gegenseitige Stellung entweder eine zufällige, d. h. von Umständen abhängige, welche mit dem Wesen des krystallisirten Stoffes in keinem Zusammenhange stehen, oder sie sind parallel mit einander verwachsen, so dass alle Axenflächen und Kanten der verschiedenen Krystalle parallel sind und bilden ein Aggregat von kleinen Krystallen, welche zusammen einen grossen Krystall bilden, oder endlich eine solche parallele Stellung der Axen, Kanten und Flächen findet nicht statt, aber dennoch ist die Verwachsung einem bestimmten Gesetze unterworfen. Dies Gesetz kann ein doppeltes sein: entweder haben die beiden Zwillinge, welche hemiëdrischer Form sind, parallele Axen und sind dann in derjenigen Stellung verwachsen, in welcher sie von den betreffenden holoëdrischen Formen abzuleiten sein würden; oder die Axen der Zwillinge sind nicht parallel, in welchem Falle beide Zwillinge in Bezug auf eine bestimmte Krystallfläche (die Zwillingsebene) vollkommen symmetrisch gestellt sind.

Die erste Art der Zwillingsbildung findet z. B. beim Kalkspath statt, wo bisweilen die obere Hälfte des hexagonalen Skalenoëders um 60° um die Hauptaxe verdreht ist.

Die zweite Art der Zwillingsbildung kann man sich vorstellen, wenn man einen von den verwachsenen Zwillingen auf der Zwillingsebene um 180° verdreht denkt; beide Zwillinge verhalten sich dann in Bezug auf ihre Erscheinung zu einander wie ein Gegenstand zu seinem Spiegelbilde, wobei der Spiegel die Zwillingsebene darstellt. So finden sich Krystalle des regulären Systems oft so gestaltet, dass man sich ihre Entstehungsweise vorstellen kann, als ob ein Krystall parallel mit einer Octaëderfläche in der Mitte durchschnitten und sodann die eine Hälfte um 180° verdreht war. Beim Zinnstein, welcher im quadratischen Systeme krystallisirt, ist die Zwillingsebene einer Abstumpfungsfläche der Quadratpyramide parallel; beim Gyps, dessen Krystalle dem monoklinen Systeme angehören, ist die Zwillingsebene diejenige, welche durch die Hauptaxe und die Orthodiagonale gelegt ist.

Nach der Art und Weise der Verwachsung unterscheidet man Contakt- und Kreuzungszwillinge, je nachdem die Zwillinge nur neben-

einander liegen oder in und durcheinander gewachsen sind. Auch kann sich die Zwillingsbildung wiederholen, indem ein drittes Individuum sich mit dem zweiten nach demselben Gesetze verbindet, wie das zweite mit dem ersten; auf diese Weise entstehen Drillingskrystalle, und bei fortgesetzter Wiederholung Vierlings- u. s. w. Krystalle.

42. Die Spaltungsrichtungen oder Blätterdurchgänge der Krystalle. Die verschiedenen Stoffe zeigen in ihren Krystallen Richtungen, in welchen sie sich leichter spalten lassen, als in anderen. Diese Richtungen stehen mit der äusseren Krystallgestalt im Zusammenhange. Zerschlägt man einen Krystall, so erscheinen Flächen, welche mehr oder weniger eben und glänzend sind; wird die Zerkleinerung fortgesetzt, so entstehen neue Flächen, welche den vorigen parallel sind; nach diesen Spaltungsrichtungen oder Blätterdurchgängen lassen sich die Krystalle vieler Stoffe in die dünnsten Blätter zerspalten. Auch die Leichtigkeit, mit welcher die Spaltung ausgeführt werden kann und der Grad der Deutlichkeit der Durchgänge steht zu der äusseren Krystallgestalt in Beziehung, und ist demselben Symmetrie-Gesetze unterworfen, welchem die Flächen des Krystalls unterworfen sind. Wenn sich z. B. ein Krystall des regulären Systems nach einer Fläche eines Würfels spalten lässt, so muss er sich mit derselben Leichtigkeit nach allen Flächen des Würfels spalten lassen und die Spaltungsflächen müssen in jeder Beziehung gleichwerthig sein. Nach denselben Richtungen können auch Krystalle des quadratischen und des rhombischen Systems spaltbar sein, da in jedem dieser drei Krystallsysteme die Axen senkrecht aufeinanderstehen; da aber die drei Axen in dem einen Systeme zwei und im anderen Systeme drei verschiedene Werthe haben, so müssen auch die dadurch bestimmten Durchgänge zwei oder drei verschiedene Werthe haben.

43. Isomorphie. Aus der Verschiedenheit der Qualität von zwei Stoffen folgt nicht, dass sie verschiedene Krystallgestalt haben müssen; vielmehr haben Stoffe von sehr verschiedener Qualität oft gleiche Krystallgestalt. So krystallisiren z. B. Schwefelzink, Chlor-Natrium, arsenige Säure, Magneteisenstein, salpetersaures Bleioxyd, Alaun in Krystallen des regulären Systems; kohlensaure Kalkerde (als Aragonit) und salpetersaures Kali in denselben Krystallen des rhombischen Systems; kohlensaure Kalkerde (als Kalkspath) und salpetersaures Natron in denselben Krystallen des hexagonalen Systems. Von den gleich krystallisirenden Stoffen können sich meh-

rere gegenseitig vertreten ohne dass die Krystallgestalt geändert wird, während andere das nicht können; erstere nennt man isomorphe, z. B. die verschiedenen Alaune. Man hat nun beobachtet, dass viele isomorphe Stoffe von gleicher Constitution sind, und schliesst daraus, dass alle isomorphe Stoffe gleiche Constitution haben müssen, d. h. wenn zwei Stoffe sich in ihren Krystallen vertreten, so sind sie in analoger Weise zusammengesetzt. Beispiele isomorpher Körper folgen später.

44. Heteromorphie oder Polymorphie. Die chemischen Stoffe im krystallinischen Zustande haben bei gleicher Qualität in Bezug auf die chemische Zusammensetzung, oder bei gleichen innern Eigenschaften nicht immer dieselbe Krystallgestalt und zugleich nicht immer dieselben äussern oder physikalischen Eigenschaften; ihre Krystalle gehören bisweilen zu 2 oder 3 verschiedenen Krystallsystemen, oder sind wenigstens in Bezug auf die Winkel so verschieden, dass sie nicht auf einander oder auf dieselbe Grundgestalt zurückgeführt werden können. Dies Verhalten bezeichnet man mit dem Namen Heteromorphie oder Polymorphie, im Besondern Dimorphie, Trimorphie u. s. w. je nachdem der Stoff in 2, 3 u. s. w. Krystallreihen krystallisirt; meist findet jedoch nur Dimorphie statt. Die wichtigsten von denjenigen Stoffen, bei denen bis jetzt eine Heteromorphie beobachtet worden ist, sind folgende:

Kohlenstoff als Diamant im regulären System, als Graphit im hexagonalen. Diamant und Graphit sind dieselben chemischen Stoffe, weil beide, z. B. in Sauerstoff verbrannt, dieselbe Verbindung, Kohlensäure, liefern; wird aus der durch Diamant gebildeten Kohlensäure und ebenso aus der durch Graphit gebildeten Kohlensäure der Sauerstoff entfernt, so bleibt in beiden Fällen derselbe Stoff, nämlich Kohlenstoff im amorphen Zustande als Russ zurück.

Schwefel krystallisirt in Pyramiden des rhombischen Systems, und in Säulen des monoklinen.

Arsenige Säure im regulären und im rhombischen Systeme.

Antimonoxyd ebenso wie arsenige Säure.

Zweifach-Schwefeleisen findet sich in der Natur als Schwefelkies (Pyrit) in Krystallen des regulären Systems, und als Graueisenkies (Markasit) im rhombischen System; letzterer ist zugleich blasser gelb und weicher.

Einfach-Jodquecksilber bildet scharlachrothe Tafeln des quadratischen und gelbe Tafeln des monoklinen Systems.

Kohlensaurer Kalk kommt in der Natur als Kalkspath von 2,721 spec. Gewicht in Krystallen des hexagonalen, und als Aragonit, von 2,931 spec. Gewicht in Krystallen des rhombischen Systems vor. Auch der künstlich dargestellte kohlensaure Kalk zeigt dieselbe Dimorphie.

Das salpetersaure Kali zeigt dieselbe Verschiedenheit in den Krystallformen wie der kohlensaure Kalk.

Das siebenfach gewässerte schwefelsaure Nickeloxyd ist trimorph, indem es 1) in geraden rhombischen Prismen, 2) in Quadratpyramiden, 3) in Prismen des monoklinen Systems krystallisirt; ebenso verhält sich das siebenfach gewässerte schwefelsaure Magnesiumoxyd.

Das siebenfach gewässerte selensaure Zinkoxyd krystallisirt im rhombischen und im quadratischen Systeme.

Das vierfach gewässerte phosphorsaure Natron krystallisirt in zwei Reihen von Krystallen des rhombischen Systems, die nicht auf dieselbe Grundgestalt zurückzuführen sind.

Das Titanoxyd, welches in der Natur als Rutil und Anatas vorkommt, bildet zwei Reihen von Krystallen des quadratischen Systems, die nicht auf dieselbe Grundgestalt zurückgeführt werden können; das spec. Gewicht des Rutils beträgt 4,249, das des Anatas 3,826.

Einige Erfahrungen, welche man bei künstlich dargestellten Stoffen gemacht hat, weisen darauf hin, dass die Temperatur, bei welcher der Stoff aus dem flüssigen in den starren Aggregatzustand übergeht, auf die Form der Krystalle Einfluss äussert. So krystallisirt der Schwefel, wenn er aus Auflösungen z. B. von Schwefelkohlenstoff bei gewöhnlicher Temperatur krystallisirt, in Pyramiden des rhombischen Systems, ebenso wie der natürlich vorkommende; hingegen bildet er lange Prismen des monoklinen Systems, sobald sich die Krystalle bei höherer Temperatur bilden, z. B. beim Erstarren des geschmolzenen Schwefels. Diese letztern Krystalle werden hingegen mit der Zeit unter Einfluss von gewöhnlicher Temperatur trübe, indem sich die Theilchen derselben in der Weise anordnen, in welcher sie in der zweiten Modification angeordnet sind.

Das Einfach-Jodquecksilber krystallisirt aus seiner Auflösung und bei der Sublimation in gelinder Wärme in scharlachrothen Tafeln des quadratischen, hingegen bei der Sublimation in höherer Temperatur in gelben Tafeln des monoklinen Systems. Die

rothen Krystalle werden beim Erhitzen jedesmal gelb, beim Erkalten wieder roth. Die in grösserer Hitze erhaltenen gelben Krystalle bleiben zwar auch, sobald sie ungestört sind, beim Erkalten gelb; dass aber die Theilchen in diesem Zustande ein Bestreben haben bei niederer Temperatur die andere Krystallgestalt anzunehmen, erhellt daraus, dass bei der geringsten Anregung durch eine Spitze oder beim Drücken der betheiligte Krystall sogleich roth wird, und dass sich diese Umänderung der Form durch die ganze Masse, soweit sie zusammenhängt, fortpflanzt. Obgleich nun die so entstandenen rothen Krystalle noch die Form der gelben haben, so kommt ihnen diese eigentlich nicht zu, sondern sie ist vielmehr als Afterkrystall anzusehen.

Wie früher erwähnt, krystallisirt der kohlensaure Kalk als Kalkspath im hexagonalen, als Aragonit im orthotypen Systeme. Diese Erscheinung erklärte man früher dadurch, dass der Aragonit stets kohlensaure Strontianerde enthalte, die im rhombischen System krystallisire und so den kohlensauren Kalk anrege dieselbe Krystallform anzunehmen; doch ist diese Auffassung später widerlegt und als wahrer Grund die Verschiedenheit der Temperaturen, welche während der Krystallbildung obwalten, nachgewiesen. Verdunstet man nämlich eine Lösung von kohlensaurem Kalk in Kohlensäure enthaltendem Wasser bei gewöhnlicher Temperatur, so bilden sich kleine Krystalle von der Form des Kalkspaths; verdunstet man die Lösung hingegen bei höherer Temperatur, so bilden sich zum grösseren Theil Aragonit-Krystalle. Die geringe Zahl von Kalkspathkrystallen hat sich im Anfange der Erhitzung gebildet. Unter starkem Druck bei hoher Temperatur geschmolzener Kalk nimmt hingegen wieder die Form des Kalkspaths an. Also krystallisirt der kohlensaure Kalk bei circa 100° in den Formen des Aragonits, bei niederer und höherer Temperatur dagegen in den Formen des Kalkspaths.

Das siebenfach gewässerte schwefelsaure Nickeloxyd krystallisirt aus der wässerigen Lösung bei einer Temperatur unter 15° im rhombischen, zwischen 15 und 20° im quadratischen und über 30° im monoklinen System. Aehnlich ist die Krystallverschiedenheit bei den analog zusammengesetzten und mit den obigen isomorphen Salzen von Zink und Magnesium und bei dem selensauren Zinkoxyd.

Volumengewicht der Körper.

45. Nach dem in § 4 erwähnten Mariotte'schen Gesetze verhalten sich die Volumina aller gasförmigen Körper — bei derselben Temperatur und so lange das Gas noch nicht das Bestreben hat, in den flüssigen Zustand überzugehen — umgekehrt wie die drückenden Kräfte; da ferner auch alle luftförmigen Körper sich proportional der Temperatur ausdehnen, oder denselben Ausdehnungscoefficienten haben: so führt dies zu dem Schlusse, dass alle luftförmigen Körper in demselben Volumen gleichviel Moleküle enthalten. Nach der atomistischen Theorie haben die Moleküle der verschiedenen gasförmigen Körper gleiches Volumen, dagegen verschiedenes Gewicht; die verschiedenen gasförmigen Körper haben also verschiedenes Molekulargewicht. Da nun gleiche Volumen verschiedener gasförmiger Körper eine gleiche Zahl Moleküle enthalten, so verhalten sich die Molekulargewichte wie die Volumengewichte, und — da die Gewichte gleicher Volumen specifische Gewichte genannt werden — wie die specifischen Gewichte.

Diese Auffassung hat ihre Gültigkeit jedoch nur für die Gase, da wir über die relative Zahl der Moleküle, welche in gleichen Volumen verschiedener flüssiger und starrer Körper enthalten sind, völlig im Unklaren sind.

Dagegen lassen sich die specifischen Gewichte durch Experimente von allen Körpern auffinden, sobald man das Verhältniss bestimmt, in welchem sich das absolute Gewicht jedes Körpers zu dem Gewichte eines und desselben Körpers befindet — vorausgesetzt, dass dieser letztere dasselbe Volumen einnimmt, und dass das absolute Gewicht dieses Volumens als Einheit angenommen wird.

Setzt man das specifische Gewicht des destillirten Wassers (1 Kubikcentimeter Wasser bei 4 ° C. wiegt 1 Gramm) = 1, so ist das specifische Gewicht von

Platin gemünzt	22,100	Stahl, geschmiedet . . .	7,816
„ gegossen	20,857	Schmiedeeisen	7,788
Gold gemünzt	19,325	Gusseisen	7,207
„ gegossen	19,253	Zink, gehämmert . . .	7,861
Quecksilber	13,598	„ gegossen	7,213
Blei	11,352	Zinn, gewalzt	7,475
Silber gehämmert . . .	10,511	„ gegossen	7,291
„ gegossen	10,474	Antimon	6,712
Kupfer gehämmert . . .	9,000	Chrom	5,900
„ gegossen . . .	8,788	Schwerspath	4,426

Diamant	3,520	Olivenöl	0,919
Marmor	2,837	Terpentinöl	0,872
Bergkrystall	2,683	Kalium	0,865
Flaschenglas	2,600	Absoluter Alkohol	0,792
Aluminium	2,560	Aether	0,716
Englische Schwefelsäure	1,848	Chlorgas	0,003186
Phosphor	1,770	Sauerstoffgas	0,001425
Magnesium	1,743	Atmosphärische Luft	0,001290
Bernstein	1,078	Stickstoffgas	0,001253
Wachs	0,969	Wasserstoffgas	0,000089
Natrium	0,972		

Da die specifischen Gewichte der Gase unter der Annahme, dass das specifische Gewicht des Wassers = 1 sei, durch unbequeme Zahlen dargestellt werden, so ist man übereingekommen, bei Angabe des specifischen Gewichts der Gase das der atmosphärischen Luft = 1 zu setzen. Unter dieser Voraussetzung erhält man dann für die obigen gasförmigen Stoffe folgende specifischen Gewichte:

Chlorgas	2,470	Stickstoffgas	0,972
Sauerstoffgas	1,105	Wasserstoffgas	0,069

In neuester Zeit hat man, um grosse Decimalbrüche zu vermeiden, das specifische Gewicht des Wasserstoffgases als 1 angenommen, wodurch man für die obigen Gase folgende specifische Gewichte erhält, indem man die letztgenannten Zahlen mit 0,069 dividirt, oder mit $\frac{1}{0,069} = 14,5$ multiplicirt:

Chlorgas	35,5	Atmosphärische Luft	14,5
Sauerstoffgas	16,0	Stickstoffgas	14,0

Dass die so gefundenen specifischen Gewichte in vielen Fällen mit den später zu erörternden Atomgewichten übereinstimmen, wird später gezeigt werden.

Thermische Eigenschaften der Körper. Wärmeleitung. Ausdehnung. Specifische Wärme.

46. Von den Wirkungen, welche die Wärme auf die chemischen Stoffe ausübt, ist in § 7 schon die Aenderung des Aggregatzustandes erwähnt worden.

Andere Wirkungen, welche für die Chemie Bedeutung haben, sind die Wärmeleitung, die Ausdehnung der Körper, die

specifische Wärme, und die Aenderung der chemischen Anziehung.

Nach der mehr oder minder guten Fähigkeit der Wärmeleitung, mit Berücksichtigung anderer Eigenschaften, unterscheidet man häufig die einfachen Stoffe in Metalle und Nichtmetalle; die Metalle sind von allen Stoffen die besten Wärmeleiter; sehr schlechte Wärmeleiter sind einige organische Körper, im Besonderen Wolle, Seide, Haare, und zwar vornehmlich, je feiner vertheilt sie sind, und je weniger innig sich die Theilchen berühren.

Die Wärme vergrössert das Volumen der Körper in jedem Aggregatzustande, jedoch in sehr verschiedenen Verhältnissen. Man bestimmt die Ausdehnung eines Körpers durch Angabe seines Ausdehnungs-Coefficienten, d. h. durch Angabe, den wievielten Theil der Länge oder des Volumens die Ausdehnung beträgt, wenn er um 1 ° C. erwärmt wird; hiernach unterscheidet man Ausdehnungs-Coefficienten für die lineare und für die kubische Ausdehnung. Jeder feste Körper hat seinen eigenen Ausdehnungs-Coefficienten. So ist der kubische Ausdehnungs-Coefficient für Platin $^1/_{38900}$, für Kupfer $^1/_{19500}$, für Blei $^1/_{11700}$, d. h. z. B. wenn ein Stück Platin bei 0 ° C. 1 Kubikdecimeter Volumen hat, so hat es bei 1 ° C. 1 + $^1/_{38900}$ Kubikcentimeter Volumen; oder wenn ein Stück Platin bei 0° 38900 Kubikcentimeter gross ist, so hat sich sein Volumen bei 1° C. zu 38901 Kubikcentimeter vergrössert, und bei 100 ° C. zu 39000 Kubikcentimeter.

Während die festen Körper zwischen 0 und 100° sich proportional der Temperatur ausdehnen, findet diese Regelmässigkeit bei flüssigen Körpern nicht statt; doch macht Quecksilber hiervon eine Ausnahme; der Coefficient für die cubische Ausdehnung des Quecksilbers ist 0,00018 oder $^1/_{5555}$.

Alle luftförmigen Körper haben denselben Ausdehnungscoefficienten, welcher für alle Temperaturen und bei unverändertem Drucke, so lange sich die Temperatur nicht dem Punkte nähert, bei welcher der Aggregatzustand des Gases sich ändert, derselbe bleibt. Der Ausdehnungscoefficient für die Gase ist 0,003665 oder $^1/_{273}$. Wenn also ein Gas bei 0 ° C. einen Raum von 1 Kubikcentimeter einnimmt, so erweitert sich dieser bei 1° zu 1 $^1/_{273}$, bei 2° zu 1 $^2/_{273}$ bei 100° zu 1 $^{100}/_{273}$ = 1,3665 = 1$^{11}/_{30}$. Oder wenn ein Gas bei 0° 273 Kubikcentimeter Raum einnimmt, so beträgt

dieser Raum bei 1 ° 274, bei 2 ° 275, bei 100 ° 378 Kubikcentimeter.

Der Umstand, dass alle Gase denselben Ausdehnungscoefficienten haben, führt zu dem Schlusse, dass sie im gleichen Volumen gleiche Zahlen von Molekülen enthalten.

47. Specifische Wärme. Wenn man ein Kilogramm Wasser von 0 ° mit einem Kilogramm Wasser von 100 ° mischt, so erhalten beide Kilogramme eine Temperatur von 50 °; wenn man dagegen ein Kilogr. Wasser von 0° mit einem Kilogr. Quecksilber von 100° mischt, so erhalten beide eine Temperatur von $1^2/_3$ ° C. Es hat demnach das Kilogramm Quecksilber von 100° C. die Temperatur des Kilogramms Wasser nur um $1^2/_3$ ° C. erhöht, während das Kilogramm Wasser von 100 ° C. die Temperatur der 2 Kilogramme Wasser um 50 ° C. erhöht hat, woraus folgt, dass das Quecksilber nur $^1/_{30}$ $\left(= \frac{50}{1^2/_3}\right)$ der Erwärmungsfähigkeit des Wassers besitzt; diese Erwärmungsfähigkeit bezeichnet man mit dem Namen Wärmecapacität; es hat also das Wasser eine 30 mal so grosse Wärmecapacität, als das Quecksilber.

Setzt man die Wärmecapacität des Wassers = 1, so ist die des Quecksilbers = $^1/_{30}$. Misst man die Wärmecapacitäten der verschiedenen Stoffe und bezieht sie auf die Wärmecapacität des Wassers, welche man = 1 setzt, so nennt man die dadurch erhaltenen Zahlen specifische Wärme.

Die specifische Wärme der verschiedenen Stoffe ist sehr verschieden, z. B.

Wismuth	0,0308	Zink	0,0956
Blei	0,0314	Kobalt	0,1070
Quecksilber	0,0320	Nickel	0,1086
Gold	0,0324	Eisen	0,1138
Platin	0,0324	Mangan	0,1217
Tellur	0,0474	Kalium	0,1655
Antimon	0,0508	Phosphor	0,1887
Jod	0,0541	Schwefel	0,2026
Zinn	0,0562	Aluminium	0,2143
Silber	0,0570	Magnesium	0,2499
Selen	0,0762	Natrium	0,2934
Arsen	0,0814	Lithium	0,9408
Kupfer	0,0952		

Bei Vergleichung dieser Zahlen mit einander scheint kein besonderes Gesetz hervorzutreten; jedoch hat sich durch vielfache Untersuchungen das Gesetz herausgestellt: dass die Atome der verschiedenen Stoffe gleiche specifische Wärme haben.

Die Einwirkung der Wärme auf die Aenderung der chemischen Anziehung, wie auf Beförderung der chemischen Prozesse wird später bei Gelegenheit der Erörterung der chemischen Prozesse häufig erwähnt werden.

Elektrische Eigenschaften der Körper. Elektrische Spannungsreihe. Elektrisches Leitungsvermögen. Thermoelektricität.

48. Sowohl die Reibungs-Elektricität, als auch ganz besonders die Contakt-Elektricität äussern den entschiedensten Einfluss auf die chemischen Stoffe. Hierdurch veranlasst sah namentlich Berzelius die Elektricität geradezu als die Kraft an, durch welche alle chemischen Thätigkeiten angeregt werden. Berzelius trennt die Verbindungen in zwei Classen: 1) die loseren, welche unter Temperatur-Erniedrigung erfolgen, z. B. die Lösungen von Salzen in Wasser; diese Verbindungen leitet er, weil nicht alle festen Körper im Wasser löslich sind, von einer specifischen Verwandtschaft ab; 2) die innigeren Verbindungen, welche nach Berzelius die eigentlich chemischen oder elektro-chemischen sind. Diese letzteren Verbindungen entstehen nicht durch Verwandtschaft der Stoffe selbst zu einander, sondern durch die den einzelnen Stoffen anhaftende Elektricität. Jedes Atom eines einfachen Stoffes hat 2 Pole, an denen beide Elektricitäten getrennt von einander angehäuft sind, aber so, dass bei verschiedenen Stoffen das relative Verhältniss der beiden Elektricitätsquantitäten verschieden ist. Hiernach theilt Berzelius die einfachen Stoffe, je nachdem die Menge der negativen Elektricität die Menge der positiven übertrifft, oder umgekehrt, in elektronegative und elektropositive; diese Stoffe sind im Folgenden in zwei Reihen angeführt, so dass in der ersten der elektronegativere stets voran geht und in der zweiten der elektropositivere dem weniger elektropositiven folgt. Am meisten negative Elektricität hat hiernach der Sauerstoff, am meisten positive das Kalium; der Wasserstoff ist noch elektronegativ, enthält aber nur einen sehr geringen Ueberschuss von negativer Elektricität; das Gold ist am wenigsten positiv.

— E	Tantal	Kobalt
Sauerstoff	Titan	Nickel
Schwefel	Silicium	Eisen
Stickstoff	Wasserstoff	Zink
Fluor	——	Mangan
Chlor	Gold	Cer
Brom	Osmium	Thorium
Jod	Iridium	Zirkonium
Selen	Platin	Aluminium
Phosphor	Rhodium	Yttrium
Arsen	Palladium	Glycium
Chrom	Silber	Magnesium
Vanad	Quecksilber	Calcium
Molybdän	Kupfer	Strontium
Wolfram	Uran	Baryum
Bor	Wismuth	Lithium
Kohlentoff	Zinn	Natrium
Antimon	Blei	Kalium
Tellur	Cadmium	+ E.

Bei der Verbindung der Stoffe ziehen sich nun die entgegengesetzten Elektricitäten an, um so mehr, je mehr sich die Stoffe der Temperatur nähern, bei welcher die Verbindung am leichtesten erfolgt. Durch Verbindung der beiden Elektricitäten entsteht Wärme und Licht; dabei findet Neutralisation gleicher Mengen beider Elektricitäten statt. Zur Erklärung der Erscheinungen, dass die elektrische Reihe nicht mit der Reihe zusammenfällt, welche die Stoffe nach ihrer chemischen Anziehung geordnet enthält, da z. B. der höchst elektronegative Sauerstoff sich leichter mit dem ebenfalls elektronegativen Schwefel verbindet, als mit dem elektropositiven Golde, nimmt Berzelius in diesen Stoffen eine Verschiedenheit in der absoluten Menge der Elektricitäten an, in der Weise, dass, obgleich im Goldatome mehr positive Elektricität vorhanden ist, als negative, doch die ababsolute Menge von positiver Elektricität im Goldatome noch nicht die absolute Menge von positiver Elektricität im Schwefelatome erreicht. Der Grad der elektrischen Polarisation ist nach der Temperatur verschieden, woraus Berzelius die Aenderung der chemischen Anziehung durch Wärmeveränderung ableitet. Um die Verbindung zweier Stoffe aufzuheben, ist es nothwendig, dass ihnen die frühere Elektricität, welche die einzelnen Stoffe bei der Verbindung verloren haben, wiedergegeben werde; und daher erfolgt die Zersetzung, so-

bald die Verbindungen der Einwirkung des galvanischen Stromes ausgesetzt werden.

49. Nach dem elektrischen Leitungsvermögen, zugleich mit Berücksichtigung der Undurchsichtigkeit, des Glanzes und des Leitungsvermögens für die Wärme kann man die einfachen Stoffe in Metalle und Nichtmetalle unterscheiden. Auf diese Unterscheidung hat man in neuerer Zeit kein Gewicht mehr gelegt, da die Metalle in chemischer Hinsicht sich häufig als Nichtmetalle und diese wiederum als Metalle zeigen.

Von geringerem Interesse für die Chemie ist die Thermoelektricität und die Pyroelektricität der Krystalle; letzterer umfasst eine Gruppe von Erscheinungen, bei welchen in Folge von Erwärmung der Krystalle einiger chemischen Stoffe sich an verschiedenen Stellen derselben verschiedenartige Elektricität zeigt. Namentlich sind in dieser Beziehung diejenigen Krystalle ausgezeichnet, welche hemimorph, d. h. an den entgegengesetzten Enden unsymmetrisch ausgebildet sind.

Magnetische Eigenschaften der Körper.

50. Die verschiedenen chemischen Körper zeigen gegen die Pole eines Elektromagneten verschiedenes Verhalten. Hängt man nämlich an einem langen Coconfaden ein Stäbchen von irgend einem Stoffe so auf, dass es zwischen den Polen eines starken Elektromagneten frei schwebt, so richtet es entweder die Enden nach den Polen des Magneten, oder nimmt eine Lage an, welche auf dieser senkrecht steht. Die Stoffe der ersten Art heissen paramagnetisch, die der zweiten Art diamagnetisch. Paramagnetisch sind im Besonderen: Eisen, Nickel, Kobalt, Mangan, Platin, Cerium, Osmium, Palladium, Flussspath, Graphit, Holzkohle, und von den Gasen nur der Sauerstoff. Diamagnetisch sind: Wismuth, Antimon, Zink, Zinn, Quecksilber, Blei, Silber, Kupfer, Gold, Arsen, Bergkrystall, Alaun, Wasser, Alkohol, Aether, Glas, Schwefelsäure, Phosphor, Schwefel, Zucker, Holz u. a. m., und sämmtliche Gase und Dämpfe ausser Sauerstoff. Verbindungen, in denen paramagnetische Körper enthalten sind, sind in der Regel auch paramagnetisch.

Optische Eigenschaften der Körper. Durchsichtigkeit. Glanz. Farbe. Lichtbrechung. Spectrum.

51. Nach den neueren Anschauungen der Physik ist der ganze Weltraum mit einer feinen, nicht wägbaren Materie angefüllt, welche man Lichtäther nennt; dieser hypothetische Lichtäther ist elastisch und wird durch die leuchtenden Körper in Schwingungen versetzt, ebenso wie die Luft oder andere elastische Stoffe durch den Schall. Die selbstleuchtenden Körper werden uns dadurch sichtbar, dass von ihnen unmittelbar der Lichtäther, welcher sich zwischen ihnen und dem Auge befindet, in Schwingung gesetzt wird; die nicht selbstleuchtenden oder dunklen dadurch, dass die von einem leuchtenden Körper in Schwingung gesetzten Lichtwellen von der Oberfläche des nicht leuchtenden Körpers zurückgeworfen (reflectirt) werden und auf den Augennerv einwirken. Körper, welche das Licht hindurchlassen, nennt man durchsichtig.

Der Grad der Durchsichtigkeit ist bei verschiedenen Körpern sehr verschieden. Kein Körper besitzt sie in vollem Maasse, wie dies z. B. bei grossen Räumen von ganz reinem Wasser oder Luft zu bemerken ist. Ein Stoff, welcher im amorphen Zustande oder als einzelner Krystall farblos und durchsichtig ist, wird weiss und undurchsichtig, wenn er gepulvert wird, oder ein Aggregat von kleinen Krystallen bildet, weil das Licht bei seinem Durchgange durch die letzteren Körper unregelmässig reflectirt und gebrochen wird. So ist z. B. kohlensaure Kalkerde als Kalkspath in einigen Varietäten durchsichtig, wasserhell, während sie als Marmor und noch mehr als Kalkstein sich mehr und mehr dem undurchsichtigen Zustande nähert; in ähnlicher Weise verhält sich Kandiszucker zu Hutzucker, durchsichtiges Eis in Stücken zu gepulvertem Eis oder Schnee, Bergkrystall zu gemeinem Kieselstein. Auch dunkle Färbung (Beimengung gefärbter Substanzen) vermindert die Durchsichtigkeit, wie z. B. Bergkrystall verglichen mit Eisenkiesel.

Die verschiedenen Grade der Durchsichtigkeit sind: 1) durchsichtig, wenn der Körper so pellucid ist, dass das Licht ungehindert hindurch geht und man z. B. Schrift durch dasselbe deutlich erkennen kann; kommt hierzu noch Farblosigkeit, so bezeichnet man den Körper als wasserhell; 2) halbdurchsichtig, wenn man die hinter dem Körper befindlichen Gegenstände nur in undeutlichen Umrissen erkennen kann; 3) durchscheinend, wenn grössere

Stücke noch einen unbestimmten Lichtschein hindurchgehen lassen; 4) an den Kanten durchscheinend, wenn der Körper das Licht nur durch dünne Splitter oder an den Kanten grösserer Stücke durchscheinen lässt; 5) undurchsichtig, wenn das Licht auch nicht einmal in ganz dünnen Blättern und scharfen Kanten durchscheint. Wahrscheinlich sind alle Metalle undurchsichtig.

52. Der Glanz der Körper wird durch Reflexion des Lichtes von der mehr oder weniger glatten Oberfläche hervorgebracht, wobei die Farbe des Lichts nicht in Betracht kommt. Der Glanz ist nach Quantität und Qualität verschieden.

Nach der Quantität oder der Stärke des Glanzes unterscheidet man: 1) stark glänzend, wenn die Oberfläche der Körper das Licht sehr vollständig reflektirt und scharfe und lebhafte Spiegelbilder giebt; 2) glänzend, wenn zwar Spiegelbilder noch erscheinen, aber ohne Schärfe und Lebhaftigkeit; 3) wenig glänzend, wenn die Reflexion nur einen allgemeinen Lichtschein giebt, in welchem die Bilder der Gegenstände nicht mehr zu erkennen sind; 4) schimmernd, wenn auch der allgemeine Lichtschein nicht vorhanden ist, aber anstatt dessen einzelne Punkte mehr oder weniger stark glänzen; 5) matt, wenn überhaupt kein Glanz wahrgenommen wird.

Die Qualität oder Art des Glanzes ist besonders abhängig von der Pellucidät und der Structur der Körper; man unterscheidet: 1) Metallglanz, der ganz eigenthümliche Glanz der Metalle, welcher nur bei völliger Undurchsichtigkeit der Körper auftritt und sich durch Stärke auszeichnet; er bedingt mit der Undurchsichtigkeit wesentlich den sogenannten metallischen Habitus; unvollkommener Metallglanz, im Gegensatz zu dem vollkommenen, ist derjenige, welcher anderen Arten des Glanzes mehr oder minder ähnlich ist; 2) Diamantglanz, ebenfalls von grosser Stärke, welcher wesentlich bei durchsichtigen Körpern vorkommt; ist der Grad der Durchsichtigkeit sehr gering, so nähert er sich dem Metallglanze; 3) Glasglanz, der eigenthümliche Glanz des Glases; 4) Fettglanz, der Glanz der mit Fett bestrichenen Körper; 5) Perlmutterglanz findet sich an Körpern, welche deutlich aus Blättern zusammengesetzt sind, so dass bald diese, bald jene Schicht reflektirt; dabei ist der Grad der Durchsichtigkeit nie hoch; bei geringen Graden der Durchsichtigkeit nähert sich der Perlmutterglanz dem metallischen Glanze; 5) Seidenglanz findet statt an Körpern, welche entweder aus parallelen Fasern zusammengesetzt sind, oder an der Oberfläche

eine parallele Streifung zeigen; der Seidenglanz hat mit dem Perlmutterglanz die Unsicherheit und den leichten Wechsel der Reflexionsrichtung gemein.

53. In Bezug auf die Farbe oder die Fähigkeit, das weisse Licht so zu zerlegen, dass nur gewisse Arten von Strahlen zurückgeworfen oder hindurchgelassen werden, zerfallen die chemischen Körper in farblose und farbige Körper. Farblose Körper sind solche, welche im reinen Zustande wasserhell oder weiss sind; ersteres ist der Fall bei durchsichtigen, letzteres bei undurchsichtigen Körpern. Farbige Körper sind dagegen solche, welche eine ihnen wesentlich zukommende Farbe zeigen. In der Mineralogie, deren Gegenstände nicht immer chemisch reine Stoffe sind, unterscheidet man noch gefärbte oder allochromatische Mineralien; bei diesen ist die Farbe keine wesentliche, sondern eine zufällige Eigenschaft, und rührt bei den eigentlich farblosen Mineralien von beigemengten fremdartigen Stoffen, als z. B. Kohle, Metalloxyden, her, oder von der Vertretung farbloser Stoffe durch isomorphe Verbindungen.

Man unterscheidet die Farben, je nachdem sie mit metallischem Glanze verbunden sind oder nicht, in metallische Farben und nichtmetallische Farben. Die ersteren sind: kupferroth, tombackbraun, broncegelb, messinggelb, goldgelb, speisgelb, silberweiss, zinnweiss, bleigrau, stahlgrau, eisenschwarz. Die nichtmetallischen Farben unterscheidet man in 8 Hauptfarben, nämlich weiss, grau, schwarz, blau, grün, gelb, roth, braun, und eine grosse Zahl von Varietäten, welche aus der Hauptfarbe durch Beimischung einer kleinen Menge einer anderen Farbe entstehen, z. B. röthlichweiss, gelblichweiss, bläulichgrau, bräunlichschwarz; öfters sind sie nach Gegenständen benannt, welche sich durch eine Farbenvarietät auszeichnen: violblau, himmelblau, indigblau, apfelgrün, grasgrün, schwefelgelb, strohgelb, pomeranzgelb, morgenroth, blutroth, pfirsichblüthroth, kirschroth, nelkenbraun, leberbraun.

Manche Körper haben im feinvertheilten Zustande eine andere Färbung, als in grösseren Massen; so zeigen z. B. die Krystalle von Kupferkies eine messinggelbe Farbe, während ihr Pulver schwarz ist; das Rotheisenerz als Eisenglanz ist dunkel stahlgrau mit rothem Pulver. Man prüft die Farbe des Pulvers durch Anritzung des Körpers mit einer Feile oder durch den Strich auf einer Platte von Porzellan-Biscuit.

54. Wenn ein einfacher, d. h. nicht aus mehreren Farben bestehender Lichtstrahl aus einem Mittel in ein anderes Mittel übergeht,

so findet eine Ablenkung desselben von der gerader Richtung statt; diese Erscheinung nennt man Brechung. Hierbei liegt der einfallende und der gebrochene Strahl mit dem Einfallslothe in einer Ebene. Im Allgemeinen bildet der Lichtstrahl in dem dünnern Mittel einen grösseren Winkel als in dem dichteren, gleichviel ob der Lichtstrahl vom dünneren in das dichtere oder umgekehrt übergeht. Für alle Winkel ohne Unterschied gilt das Gesetz, dass bei denselben zwei Mitteln die Sinus der Winkel, welche den Lichtstrahl im dünneren und im dichteren Mittel bilden, ein constantes Verhältniss haben. Der Exponent dieses Verhältnisses, d. h. die Zahl, welche angiebt, wieviel mal der Sinus des grösseren Winkels grösser ist, als der des kleinen, oder der Berechnungsexponent, ist für verschiedene Mittel verschieden, und man kennt bis jetzt kein allgemeines Gesetz, nach welchem sich derselbe richtet. Als besondere Gesetze sind aber hervorzuheben, 1) dass alle brennbaren Körper das Licht besonders stark brechen, und 2) dass die Gase das Licht um so stärker brechen, je dichter sie sind, gleichgültig, ob die Verdichtung durch Druck oder Abkühlung bewirkt ist.

55. Lässt man durch ein Prisma Strahlen von Sonnenlicht gehen, so erscheint das früher farblose Licht in dem Spektrum nicht mehr farblos, sondern bunt gestreift in der Reihenfolge: roth, orange, gelb, grün, blau, violett.

In dem Sonnenspektrum erblickt man eine grosse Zahl dunkler Linien, welche unregelmässig vertheilt sind, aber unabhängig von dem Stoffe, aus welchem das brechende Prisma besteht und von der Grösse der Berechnungswinkel stets an derselben Stelle erscheinen. Da das Licht einer Kerzen- oder Gasflamme gar keine solche Linien zeigt, so müssen sie dem Sonnenlichte eigenthümlich sein; sie wurden zuerst von Wollaston 1802 beobachtet, und später von Frauenhofer genauer untersucht; von ihm haben sie den Namen Frauenhofer'sche Linien erhalten.

Wendet man anstatt des Sonnenlichts oder der Gas- oder Kerzenflammen eine Spiritus- oder mattleuchtende Gasflamme (welche letztere durch vermehrten Luftzug erzielt werden kann) an, so erscheint anstatt des bunten Spektrums ein dunkles. Wird aber eine höchst geringe Menge einer flüchtigen Metallverbindung in die Flamme gebracht, so sieht man an den Stellen, wo im Sonnenspektrum Frauenhofer'sche Linien stehen, einen oder einige helle Lichtstreifen von der Farbe, welche im Sonnenspektrum an dieser Stelle sein würde. In neuerer Zeit hat man gefunden, dass jedes Metall, welches entweder für sich

oder in Verbindung mit anderen Stoffen in der Flamme verdampft, selbst bei Anwendung der geringsten Quantität seine besonderen Lichtlinien zeigt. Man hat daher in solchen Erscheinungen ein vorzügliches Mittel, die metallischen Bestandtheile eines Körpers zu finden. Man bezeichnet diese Methode der analytischen Untersuchungen mit dem Namen Spektral-Analyse.

Die verschiedenen Farben des Sonnenspektrums sind nicht nur an Lichtstärke, sondern auch in Hinsicht auf Wärme und chemische Wirkungen verschieden; die chemische Wirkung beginnt im Grün und nimmt gegen Violett zu, ist aber auch in dem dunklen Raume jenseits des Violetts zu bemerken.

Die inneren oder chemischen Eigenschaften der Körper.

Einfache und zusammengesetzte Körper.

56. Chemische oder innere Eigenschaften der Körper sind im Gegensatz zu den physikalischen oder äusseren Eigenschaften diejenigen, welche aus der in ihnen wohnenden Verwandtschaft oder Affinität hervorgehen und in steter Beziehung zu den anderen Stoffen stehen. Hiernach zerfallen die Stoffe in einfache und zusammengesetzte. Ob ein Stoff wirklich ein einfacher Stoff ist, kann nie bestimmt behauptet werden, da möglicherweise noch in Zukunft Methoden gefunden werden können, durch welche Stoffe, welche bisher für einfach galten, in zwei oder mehrere Stoffe zerlegt werden; so galten z. B. noch bis zu Anfang dieses Jahrhunderts die Alkalien und Erden für einfache Stoffe, während sie nach unserem jetzigen Wissen Verbindungen von Metallen und Sauerstoff sind.

Die chemische Wissenschaft, wie sie jetzt besteht, unterscheidet 63 einfache Stoffe oder Elemente. Diese sind Körper, welche die Chemie bis jetzt noch nicht in Stoffe von verschiedener Qualität zerlegt hat.

57. Die einfachen Stoffe verbinden sich mit einander zu zusammengesetzten Stoffen; letztere unterscheiden sich von den ersteren wesentlich nicht durch die äusseren oder physika-

lischen Eigenschaften, sondern durch die inneren oder chemischen, und diese zeigen sich in der quantitativen Zusammensetzung und auf Grund der in ihnen wohnenden Affinität oder Verwandtschaft in dem chemischen Verhalten gegen andere Stoffe.

Die chemischen Verbindungen sind wie die einfachen Stoffe in Betreff von physikalischen Prüfungsmitteln aus gleichartigen Theilen zusammengesetzt, d. h. wir vermögen nicht durch die Sinnesorgane, im Besonderen durch das Gesicht, oder durch mechanische Mittel ungleichartige Theile aufzufinden. So besteht z. B. das Kochsalz aus dem Metall Natrium und dem bei gewöhnlicher Temperatur gasförmigen Chlor, der rothe Zinnober aus dem Metall Quecksilber und dem Nichtmetall Schwefel, die Mennige aus dem Metall Blei und dem permanent gasförmigen Sauerstoff, der Kalkstein oder die Kreide aus dem Metall Calcium und den Nichtmetallen Kohlenstoff und Sauerstoff, die flüssige Salpetersäure aus den drei permanenten Gasen Stickstoff, Wasserstoff und Sauerstoff u. s. w., und es ist nicht möglich, durch die stärkste Vergrösserung, oder durch die feinsten mechanischen Hülfsmittel die genannten Bestandtheile in den Verbindungen zu unterscheiden. Dagegen kann die Trennung erzielt werden namentlich durch Einwirkung anderer Stoffe, welche durch ihre Affinität zu dem einen Bestandtheile die anderen frei machen, oder durch Einwirkung von Wärme oder Licht oder Elektricität. Dieselben Beispiele lehren zugleich, dass in den eigentlich chemischen Verbindungen — im Gegensatz zu den Gemengen — die Bestandtheile möglichst verschiedenartig sind und dass die Verbindung den einzelnen Bestandtheilen meist durchaus unähnlich ist. Ist das letztere nicht der Fall, so nähert sich die Verbindung mehr oder weniger den Gemengen, wie z. B. die Metalllegirungen, oder die atmosphärische Luft. E i n c h a r a c t e r i s t i s c h e s M e r k m a l f ü r d i e E n t s t e h u n g d e r e i g e n t l i c h e n c h e m i s c h e n V e r b i n d u n g e n i s t, d a s s b e i i h r e r B i l d u n g s t e t s W ä r m e f r e i w i r d. Daher ist z. B. atmosphärische Luft keine chemische Verbindung, weil beim Vermischen von Stickstoff mit Sauerstoff, wodurch die atmosphärische Luft gebildet wird, keine Wärme frei wird. Ebenso sind die Lösungen der meisten Salze in Wasser oder anderen Stoffen keine chemischen Verbindungen, denn bei ihrer Bildung wird nicht Wärme frei, sondern umgekehrt gebunden.

E i n e z w e i t e c h a r a c t e r i s t i s c h e E i g e n s c h a f t d e r c h e m i s c h e n V e r b i n d u n g e n i s t d a s b e s t i m m t e u n v e r ä n d e r l i c h e q u a n t i t a t i v e V e r h ä l t n i s s i h r e r B e s t a n d-

theile. Da die Quantität aber entweder nach Gewicht oder nach Volumen gemessen werden kann, so theilt sich die Lehre von der unveränderlichen Zusammensetzung der chemischen Verbindungen nach diesen beiden Gesichtspunkten in zwei verschiedene Lehren. Diese Lehren werden gewöhnlich unter der Bezeichnung Stöchiometrie zusammengefasst.

Die Gewichtsverhältnisse der chemischen Verbindungen.

58. Schon am Ende des vergangenen Jahrhunderts beschäftigten sich einige Chemiker damit, zu ermitteln, in welchem Verhältniss die Mengen gewisser Stoffe stehen, welche nöthig sind, um andere Stoffe zu sättigen, und fanden z. B. dass die Gewichtsverhältnisse der sogenannten Basen in demselben Verhältnisse zu einander stehen, gleichgültig, welche Säure mit ihnen gesättigt wird, und gelangten so zu dem Begriff der Gleichwerthigkeit in Bezug auf Sättigungskraft oder der Aequivalente. Dieses Gesetz wurde im Anfange dieses Jahrhunderts als allgemein gültig befunden. Zur Erörterung der Lehren von den Aequivalenten dienen folgende Beispiele:

Durch analytische sowohl als auch synthetische Untersuchungen hat man gefunden:

	100 Gewth. Sauerstoff	100 Gewth. Schwefel	100 Gewth. Chlor	100 Gewth. Brom	100 Gewth. Jod
			verbinden sich mit		
Wasserstoff	12,5	6,25	2,817	1,25	0,787
Calcium	250,0	125,00	56,34	25,0	15,75
Natrium	287,5	143,75	64,79	28,75	18,11
Eisen	350,0	175,00	78,90	35,00	22,00
Kupfer	396,25	198,12	89,30	39,60	25,00
Kalium	487,50	243,75	110,14	48,75	30,75
Quecksilber	1250,0	625,00	281,70	125,00	78,75
Blei	1293,0	646,00	291,50	129,37	81,50
Silber	1350,0	675,00	304,20	135,00	85,00

In diesen Zahlen findet man, wenn man jede vertikale Reihe — die Sauerstoffreihe u. s. w. — für sich betrachtet, kein Gesetz; wenn man aber die Zahlen der verschiedenen Reihen unter sich vergleicht, so stellt sich heraus, dass z. B. die Sättigungsmengen von Wasserstoff und Calcium in demselben Verhältniss stehen unabhängig von dem zu sättigenden Stoffe, indem 12,5 : 250 = 6,25 : 125 = 2,817 : 56,34 = 1,25 : 25 = 0,787 : 15,75, und dass man die Reihen

gleich machen kann, also z. B. gleich der Sauerstoffreihe, wenn man die Schwefelreihe mit 2, die Chlorreihe mit 4,43, die Bromreihe mit 10 und die Jodreihe mit 15,875 multiplicirt, da z. B. 12,5 : 6,25 = 250 : 125 = 287,5 : 143,75 = 350 : 175 etc. ist.

			verbinden sich mit	12,5	Gwchtsth.	Wasserstoff
				250,0	„	Calcium
100	Gwchtsth.	Sauerstoff		287,5	„	Natrium
200	„	Schwefel		350,0	„	Eisen
443,75	„	Chlor		396,25	„	Kupfer
1000	„	Brom		487,5	„	Kalium
1587,5	„	Jod		1250,0	„	Quecksilber
	u. s. w.			1293,0	„	Blei
				1350,0	„	Silber
					u. s. w.	

und man erhält also statt der obigen fünf Sättigungsreihen zwei zu einander in Beziehung stehende Reihen. Diese Tabellen bezeichnen aber nicht allein das Verhältniss der Gewichte, in welchen sich die oben bezeichneten Stoffe verbinden, sondern auch das Verhältniss der Gewichte, in welchen sich die in einer Reihe stehenden Stoffe vertreten; denn da z. B. sowohl 100 Gewichtstheile Sauerstoff, als auch 200 Gwchtsth. Schwefel sich mit 12,5 Gwchth. Wasserstoff verbinden, so können 100 Gwchtsth. Sauerstoff durch 200 Gwchtsth. Schwefel vertreten werden oder mit ihnen in Bezug auf Sättigungskraft gleichgeltend, äquivalent sein. Die beiden Reihen äquivalenter Gewichtsmengen von Stoffen ziehen sich in eine einzige zusammen, wenn man noch eine andere Erfahrung hinzunimmt, nämlich den Nachweis, dass zwei in derselben Reihe stehende Stoffe sich in den äquivalenten Gewichtsmengen mit einander verbinden. Und dies ist thatsächlich der Fall. So ist z. B. in der sogenannten wasserfreien unterchlorigen Säure oder dem Unterchlorigsäure-Anhydrid 18,38 $^0/_0$ Sauerstoff und 81,62 $^0/_0$ Chlor, oder in 543 Gwchtsth. der Verbindung 100 Gwchtsth. Sauerstoff und 443 Gwchtsth. Chlor enthalten. Dies sind die in der Tabelle enthaltenen Gewichtszahlen. Wenn nun 100 Gwchtsth. Sauerstoff sich mit 443 Gwchtsth. Chlor, und auch mit 12,5 Gwchtsth. Wasserstoff, 250 Gwchtsth. Calcium u. s. w. verbinden, so sind 443 Gwchtsth. Chlor mit 12,5 Gwchtsth. Wasserstoff, 250 Gwchtsth. Calcium u. s. w. äquivalent; und da 443 Gwchtsth. Chlor der ersten Reihe durch 100 Gwchtsth. Sauerstoff, 200 Gwchtsth. Schwefel u. s. w. vertreten werden oder mit ihnen äquivalent sind, so können jetzt die beiden Reihen in eine einzige, die sogenannte Aequivalenten-Tafel zusammengezogen werden. Die Aequivalenten-Tafel

enthält also die Gewichtsverhältnisse, in welchen die einfachen Stoffe sich mit einander verbinden und sich gegenseitig vertreten.

59. Da die in der Aequivalenten-Tafel enthaltenen Zahlen nur Verhältnisszahlen sind, und da dasselbe Verhältniss durch unendlich viele Zahlenwerthe ausgedrückt werden kann, so ist es nicht zu verwundern, dass verschiedene Chemiker verschiedene Tafeln entworfen haben, welche in Bezug auf Inhalt ganz dasselbe sagen und nur in der Form verschieden sind. Die vorhergenannten Zahlen sind nur unter der Voraussetzung richtig, dass das Aequivalent von Sauerstoff = 100, oder das Aequivalent von Schwefel = 200 u. s. w. ist; nur dann ist das Aequivalent von Wasserstoff = 12,5 u. s. w. In neuerer Zeit setzt man meist das Aequivalent des Wasserstoffs, weil es das kleinste ist, = 1; in Folge dessen muss man die Aequivalente aller Stoffe durch 12,5 dividiren, wodurch man Zahlen erhält, die wiederum genau in demselben Verhältnisse stehen, wie diejenigen, welche unter der Voraussetzung, dass das Aequivalent des Sauerstoffs = 100 (oder des Wasserstoffs = 12,5) ist, Geltung haben. In der folgenden alle einfachen Stoffe umfassenden Aequivalenten-Tafel werden beide Annahmen, nämlich Aequivalent des Sauerstoffs = 100, und Aequivalent des Wasserstoffs = 1, Berücksichtigung finden.

60. Man hat in der Chemie eine sehr zweckmässige kurze Zeichensprache eingeführt, indem man jedem Stoffe ein dem Anfangsbuchstaben seines lateinischen Namens entlehntes Zeichen giebt, welches nicht allein qualitativ den Stoff, sondern auch quantitativ sein Aequivalent ausdrückt. Indem man diese Zeichen oder Symbole neben einander setzt, drückt man die Verbindung derselben zu einem zusammengesetzten Stoffe oder ihre chemische Formel aus. So heisst z. B. H (von Hydrogenium) nicht allein Wasserstoff, sondern 12,5 oder nach der anderen Tafel 1 Gwchtsth. Wasserstoff, ebenso heisst O (von Oxygenium) 100, resp. 8 Gwchtsth. Sauerstoff, Na nicht allein Natrium, sondern 287,5 resp. 23 Gwchtsth. Natrium, Cl nicht allein Chlor, sondern 443,75 resp. 35,5 Gwchtsth. Chlor u. s. w. Ferner heisst HO Wasser, eine Verbindung von einem Aequivalent Wasserstoff mit einem Aequivalent Sauerstoff, d. h. eine Verbindung, welche in 112,5 Gwchtsth. 12,5 Gwchtsth. Wasserstoff und 100 Gwchtsth. Sauerstoff enthält, oder nach der anderen Tabelle eine Verbindung, welche in 9 Gwchtsth. 1 Gwchtsth. Wasserstoff mit 8

Gwchtsth. Sauerstoff enthält; beide Angaben sagen dasselbe, da 112,5 : 9 = 12,5 : 1 = 100 : 8 ist.

In der folgenden Tafel sind die einfachen Stoffe alphabetisch nach ihren deutschen Namen geordnet.

Aequivalenten-Tafel der einfachen Stoffe.

Deutscher Name des Stoffes.	Lateinischer Name des Stoffes.	Symbol des Aequivalents.	Aequivalent	
			Sauerstoff = 100.	Wasserstoff = 1.
Aluminium	Aluminium	*Al*	171,9	13,75
Antimon	Stibium	*Sb*	1525	122
Arsen	Arsenium	*As*	937,5	75
Baryum	Baryum	*Ba*	856,2	68,5
Beryllium	Beryllium	*Be*	87,5	7
Blei	Plumbum	*Pb*	1293	103,5
Bor	Boron	*B*	137,5	11
Brom	Bromum	*Br*	1000	80
Cadmium	Cadmium	*Cd*	700	56
Caesium	Caesium	*Cs*	1537,5	133
Calcium	Calcium	*Ca*	250	20
Cerium	Cerium	*Ce*	575	46
Chlor	Chlorum	*Cl*	443,75	35,5
Chrom	Chromium	*Cr*	327,5	26,75
Didym	Didymium	*Di*	600	48
Eisen	Ferrum	*Fe*	350	28
Erbium	Erbium	*E*	703,7	56,3
Fluor	Fluor	*Fl*	237,5	19
Gold	Aurum	*Au*	2462,5	197
Indium	Indium	*In*	448,9	35,9
Jod	Jodum	*J*	1587,5	127
Iridium	Iridium	*Ir*	1232,5	98,6
Kalium	Kalium	*K*	487,5	39
Kobalt	Cobaltum	*Co*	368,7	29,5
Kohlenstoff	Carbonicum	*C*	75	6
Kupfer	Cuprum	*Cu*	396,2	31,7
Lanthan	Lanthanium	*La*	575	46

Deutscher Name des Stoffes.	Lateinischer Name des Stoffes.	Symbol des Aequivalents.	Aequivalent	
			Sauerstoff = 100.	Wasserstoff = 1.
Lithium	Lithium	*Li*	87,5	7
Magnesium	Magnesium	*Mg*	150	12
Mangan	Manganium	*Mn*	343,7	27,5
Molybdän	Molybdaenum	*Mo*	575	46
Natrium	Natrium	*Na*	287,5	23
Nickel	Niccolum	*Ni*	368,7	29,5
Niobium	Niobium	*Nb*	587,5	47
Osmium	Osmium	*Os*	1250	100
Palladium	Palladium	*Pd*	662,5	53
Phosphor	Phosphorus	*P*	387,5	31
Platin	Platinum	*Pt*	1237,5	99
Quecksilber	Hydrargyrum	*Hg*	100	100
Rhodium	Rhodium	*Rh*	650	52
Rubidium	Rubidium	*Rb*	1068,8	85,5
Ruthenium	Ruthenium	*Ru*	650	52
Sauerstoff	Oxygenium	*O*	100	8
Schwefel	Sulphur	*S*	200	16
Selen	Selenium	*Se*	493,75	39,5
Silber	Argentum	*Ag*	1350	108
Silicium	Silicium	*Si*	175	14
Stickstoff	Nitrogenium	*N*	175	14
Strontium	Strontium	*Sr*	546,9	43,75
Tantal	Tantalum	*Ta*	1152,8	92,3
Tellur	Tellurium	*Te*	800	64
Thallium	Thallium	*Tl*	2550	204
Thorium	Thorium	*Th*	1446,3	115,75
Titan	Titanium	*Ti*	312,5	25
Uran	Uranium	*U*	750	60
Vanadium	Vanadium	*V*	856,2	68,5
Wasserstoff	Hydrogenium	*H*	12,5	1
Wismuth	Bismuthum	*Bi*	2600	208
Wolfram	Wolframium	*W*	1150	92
Yttrium	Yttrium	*Y*	385,6	30,85
Zinn	Zincum	*Zn*	406,2	325
Zink	Stannum	*Sn*	737,5	59
Zirkonium	Zirconium	*Zr*	562,5	45

61. Die chemischen Stoffe verbinden sich nicht nur in dem Verhältniss der in der Tafel angeführten Aequivalente, sondern es gehen auch ein oder mehrere Aequivalente des einen Stoffes mit mehreren Aequivalenten eines anderen Stoffes Verbindungen ein; die Anzahl dieser Aequivalente ist aber nicht beliebig oder jede mögliche, sondern es sind die einfachen ganzen Zahlen, namentlich 1 : 2, 2 : 3, 1 : 3, 2 : 5, 1 : 5 und einige andere. Man nennt das Gesetz das Gesetz der multiplen Proportionen. So verbinden sich z. B. 14 Gwchtsth. Stickstoff mit 8 oder mit 16 oder mit 24 oder mit 32 oder mit 40 Gwchtsth. Sauerstoff; ferner vereinigt sich das Mangan in mehreren Verhältnissen mit Sauerstoff, indem

27,5 Gwchtsth. Mangan	sich verbinden mit	8 Gwchtsth. Sauerstoff
$2 \times 27,5$ (= 55) "	" " "	" 3×8 (=24) " "
$3 \times 27,5$ (=82,5) "	" " "	" 4×8 (=32) " "
27,5 "	" " "	" 2×8 (=16) " "
27,5 "	" " "	" 3×8 (=24) " "
$2 \times 27,5$ (= 55) "	" " "	" 7×8 (=56) " "

Man bezeichnet diese Verbindungsverhältnisse dadurch, dass man die Symbole der Aequivalente ohne Zeichen nebeneinander setzt, und die Zahl der Aequivalente der einfachen Stoffe rechts unterhalb des Symbols durch eine Ziffer ausdrückt. Setzt man aber eine Zahl in gleicher Linie vor die Formel eines zusammengesetzten Stoffes, so multiplicirt diese Zahl die Summe der in dem zusammengesetzten Stoffe enthaltenen Aequivalente der einfachen Stoffe. Aus dem Vorhergehenden ist ersichtlich, dass, wenn zwei Symbole nebeneinander gesetzt werden, ihre Aequivalente zu addiren sind. Zu gleicher Zeit ist zu beachten, dass das Aequivalent einer Verbindung gleich der Summe der Aequivalente ihrer Bestandtheile ist.

Hiernach sind die oben angeführten Stickstoff- und Mangan-Verbindungen durch folgende Formeln zu bezeichnen: NO, NO_2, NO_3, NO_4, NO_5, MnO, Mn_2O_3, Mn_3O_4, MnO_2, MnO_3, $Mn_2\,O_7$. Während aber z. B. MnO_2 eine Verbindung von 1 Aequivalenten Mangan mit 2 Aequivalenten Sauerstoff ausdrückt, also $= 27,5 + 16 = 43,5$ ist, würde $2\,MnO$, oder $2\,(MnO) = 2\,(Mn + O) = 2\,(27,5 + 8) = 2 \times 35,5$, oder $2 \,.\, 27,5 + 2 \,.\, 8 = 55 + 16 = 71$ Gwchtsth. ausdrücken.

62. Die Gesetze von den Aequivalenten der chemischen Stoffe sind der Erfolg einer ungemein vielfältigen und genauen Untersuchung von Thatsachen und stützen sich durchaus auf die Erfahrung,

ohne irgend eine Hypothese zu Hülfe zu nehmen. In neuerer Zeit hat man jedoch, vornehmlich veranlasst durch Untersuchung des Verhaltens der organischen Körper, und mit dem Zwecke, die durch die Lehre von den Aequivalenten aufgefundenen Thatsachen zu erklären und auf ein gemeinsames Princip zurückzuführen, Hypothesen in Betreff der Zusammensetzung der Körper nach Raumtheilen oder Volumen aufgestellt, und ist hierdurch zum Aufbau der Atomentheorie gelangt. Da diese letztere jetzt mehr als die Aequivalentenlehre bei dem Studium der chemischen Erscheinungen zu Grunde gelegt wird und wahrscheinlich in Zukunft die allgemein übliche sein wird, so sollen die in diesem Buche zu erörternden Lehren von den chemischen Stoffen und ihren Veränderungen wesentlich vom Standpunkte der Atomentheorie betrachtet werden; eine Voraussendung der Aequivalentenlehre war jedoch nothwendig, weil sie von der Atomentheorie vielfach zu Hülfe gezogen wird, und weil namentlich die Benennung der Verbindungen fast durchgängig der Aequivalentenlehre entlehnt ist.

Diese ältere Lehre, oder die Aequivalentenlehre, stellt nämlich in Betreff der Zusammensetzung der Stoffe und der Vorgänge, welche bei der Bildung derselben stattfinden, folgende Sätze auf:

1. Die anorganischen zusammengesetzten Körper bilden sich dadurch, dass zunächst nur einfache Stoffe mit einfachen Stoffen sich verbinden, während organische Körper auch durch Verbindung einfacher Stoffe mit zusammengesetzten entstehen. Die Verbindungen von zwei einfachen Stoffen nennt man Verbindungen des ersten Grades.

2. Von einfachen Stoffen treten zwei Abtheilungen durch ihr Bestreben, sich mit einander zu verbinden, besonders hervor, nämlich einerseits die Metalle und der Wasserstoff, andererseits die Antimetalle, d. h. diejenigen Nichtmetalle, welche den Metallen in ihren Eigenschaften entgegengesetzt sind: Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Chlor, Brom, Jod, Fluor; z. B. Fe_2O_3, $NaCl$, $CaFl$, FeS_2.

3. Von den Antimetallen zeichnet sich der Sauerstoff ausserdem durch seine Affinität zu Kohlenstoff, Phosphor und Schwefel aus.

4. Wenn man die Verbindungen des ersten Grades nach dem in ihnen enthaltenen Antimetall classificirt in Sauerstoffverbindungen, Schwefelverbindungen u. s. w., so sind von diesen die Sauerstoffverbindungen und nächst ihnen die Schwefelverbindungen die

wichtigsten, theils weil sie in der Natur am häufigsten vorkommen und sich auf künstlichem Wege am häufigsten bilden, theils weil sie zum grossen Theil ein Bestreben haben (in ähnlicher Weise wie Metall und Antimetall) sich zu Verbindungen des zweiten Grades zu vereinigen.

5. Die Sauerstoffverbindungen des ersten Grades zerfallen nach den älteren Auffassungen in indifferente und differente Stoffe.

Unter indifferenten Stoffen hat man diejenigen zu verstehen, welche kein Bestreben haben, sich mit einander zu vereinigen, z. B. Mangansuperoxyd MnO_2, Stickstoffoxyd NO_2. Die differenten zerfallen in 2 Abtheilungen, welche sich in ihren Eigenschaften gegenüber stehen, und daher Affinität zu einander zeigen. Dies sind die Sauerstoffsäuren und die Sauerstoffbasen.

Unter Sauerstoffsäuren versteht man nach den älteren Auffassungen 1) Verbindungen des Sauerstoffs mit anderen Stoffen, namentlich Nichtmetallen, welche in Wasser gelöst einen sauren Geschmack haben, und einige blaue Pflanzenfarben, namentlich Lakmus, roth färben, 2) alle anderen Sauerstoffverbindungen, welche die zuerst genannten in ihren Verbindungen vertreten. Zur ersten Abtheilung gehören z. B. Schwefelsäure SO_3, Salpetersäure NO_5, Kohlensäure CO_2, Chromsäure CrO_3, zur zweiten namentlich Kieselsäure SiO_2. (Nach neueren Anschauungen dagegen enthalten alle Säuren Wasserstoff und entsprechen im Allgemeinen den nach den älteren Auffassungen zu den Verbindungen des zweiten Grades gehörenden Hydraten der Sauerstoffsäuren, d. h. Verbindungen von Sauerstoffsäuren mit Wasser, und den sogenannten Wasserstoffsäuren, d. h. Verbindungen von Wasserstoff mit den Salzbildern Chlor, Brom, Jod, Fluor. Die neueren Auffassungen werden später eingehender erörtert werden.) — In Betreff der Benennung der Säuren gilt als allgemeine Regel: sobald nur eine einzige Säure desselben Radikals existirt, so hängt man das Wort „Säure" direct an das Radikal an, z. B. Chromsäure; giebt es dagegen mehrere Säuren desselben Radikals, so bildet man durch Zusammensetzung mit „Säure" den Namen derjenigen, welche für die stärkste gehalten wird, z. B. Schwefelsäure; die schwächeren Säuren bezeichnet man durch Vorsetzung von „Ueber", sobald sie mehr Sauerstoff als die stärkeren Säuren haben, z. B. Uebermangansäure Mn_2O_7: haben sie dagegen weniger Sauerstoff, als die stärkeren Säuren, so bildet man den Namen durch Vorsetzung von „Unter", und bei noch geringeren Mengen Sauerstoff durch Ab-

leitung mit „ ige “ oder auf beide Weisen zugleich; z. B. Arsensäure AsO_5, Arsenige Säure AsO_3, Unterschweflige Säure SO, Schweflige Säure SO_2, Unterschwefelsäure S_2O_5, Schwefelsäure SO_3. In einzelnen Fällen benennt man die Säure nicht nach dem Radikal, sondern nach dem zusammengesetzten Körper, aus welchem sie ausgeschieden wird, z. B. Salpetersäure NO_5, Salpetrige Säure NO_3, weil sie aus dem Salpeter ausgeschieden werden können.

Die Sauerstoffbasen sind nach älteren Auffassungen 1) Sauerstoffverbindungen des ersten Grades, deren Radikal ein elektropositives Element, also ein Metall ist, und welche in Wasser gelöst einen sogenannten alkalischen Geschmack haben, die Wirkung der Säure auf Lakmuspapier aufheben, sowie Curcuma braun färben, z. B. Kaliumoxyd, 2) alle übrigen Sauerstoffverbindungen des ersten Grades, welche die unter 1) genannten Basen in ihren Verbindungen vertreten können, z. B. Zinkoxyd ZnO. Wenn der Begriff von Sauerstoffsäure als bekannt vorausgesetzt wird, so können Basen auch als diejenigen Sauerstoffverbindungen des ersten Grades aufgefasst werden, welche sich mit Sauerstoffsäuren verbinden. Sobald ein Metall nur eine einzige basische Sauerstoffverbindung bildet, so bezeichnet man diese durch Zusammensetzung mit „Oxyd“, z. B. Calciumoxyd CaO, Aluminiumoxyd Al_2O_3; bildet es dagegen zwei basische Sauerstoffverbindungen, so heisst die sauerstoffreichere „ Oxyd “, die sauerstoffärmere „ Oxydul “, z. B. Eisenoxyd Fe_2O_3, Eisenoxydul FeO; Kupferoxyd CuO, Kupferoxydul Cu_2O. (Nach neueren Anschauungen sind Basen stets Wasserstoffverbindungen, welche im Allgemeinen den nach den älteren Auffassungen mit dem Namen „ Hydrate “ belegten Sauerstoffverbindungen des zweiten Grades entsprechen.)

Zwischen denjenigen Sauerstoffverbindungen des ersten Grades, welche Säuren und Basen sind, in der Mitte steht das Wasser HO, welches nach der älteren Anschauung die Rolle einer Basis spielt, wenn es mit einer Säure verbunden ist, dagegen die Rolle einer Säure, wenn es mit einer Basis verbunden ist. Diese Verbindungen des Wassers belegt man im Allgemeinen mit dem Namen „ Hydrate “, z. B. Schwefelsäurehydrat $HOSO_3$, Calciumoxydhydrat $CaOHO$. Solche Verbindungen stimmen der Zusammensetzung nach durchschnittlich mit den Stoffen überein, welche die neue Theorie Basen nennt, wenngleich ihre Constitution anders gefasst wird. Die Bedeutung, welche das Wasser als sogenanntes Krystallwasser und als Lösungsmittel für die verschiedenartigsten chemischen Stoffe hat, wird später erwähnt werden.

6. Die Schwefelverbindungen des ersten Grades sind im Allgemeinen den Sauerstoffverbindungen analog zusammengesetzt, und können ebenso wie diese in indifferente Schwefelverbindungen, Sulfosäuren und Sulfobasen unterschieden werden. Eine Sulfosäure ist z. B. Schwefelkohlenstoff CS_2, eine Sulfobasis Schwefelcalcium $Ca\,S$; dem Wasser entsprechend ist der Schwefelwasserstoff HS.

7. Die Chlorverbindungen des ersten Grades stehen sich nicht als Basen und Säuren gegenüber, sondern sind mehr oder minder indifferent gegeneinander. Die Wasserstoffverbindung HCl, Chlorwasserstoff oder Salzsäure, zeigt in Bezug auf Geschmack, Einwirkung auf Pflanzenfarben und in mancher andern Beziehung die Eigenthümlichkeiten der Sauerstoffsäuren, unterscheidet sich aber nach älterer Auffassung wesentlich dadurch von ihnen, dass sie sich nicht mit den Sauerstoffbasen verbindet, sondern ihre Bestandtheile mit ihnen austauscht. (Nach den neuern Anschauungen stimmt aber die Chlorwasserstoffsäure in Betreff ihres Verhaltens gegen andere Stoffe mit den Sauerstoffsäuren überein, insofern beide Wasserstoffverbindungen sind, und bei Einwirkung von Basen ihre Bestandtheile gegenseitig verwechseln.) Die Chlormetalle tragen in ihrem Aeussern den Charakter der Sauerstoffsalze, von denen sie sich nach älteren Anschauungen in Betreff ihrer Zusammensetzung wesentlich unterscheiden, während sie nach den neueren Theorien leicht unter gemeinschaftliche Gesichtspunkte vereinigt werden können.

8. Die übrigen Verbindungen des ersten Grades zeigen ein ähnliches Verhalten wie die genannten Sauerstoff-, Schwefel- und Chlorverbindungen; und zwar nähern sich die Selen- und Tellurverbindungen den beiden ersten Arten, die Brom-, Jod- und Fluor-Verbindungen dagegen der letztern Art.

9. Die Verbindungen des zweiten Grades sind namentlich Hydrate, einfache Sauerstoff- und Sulfosalze, und Verbindungen von Chlormetallen miteinander.

10. Unter Sauerstoffsalzen versteht man nach älterer Auffassung Verbindungen von Sauerstoffsäuren mit Sauerstoffbasen, z. B. $KONO_5$ salpetersaures Kali, $FeOSO_3\ 7HO$ schwefelsaures Eisenoxydul mit 7 Aequivalenten Krystallwasser, $CaOCO_2$ kohlensaure Kalkerde. Neutrale Salze sind diejenigen, welche so viel Aequivalente Säure enthalten, als die Basis Aequivalente Sauerstoff enthält; ist der Sauerstoffgehalt der Basis höher, so heissen die Salze basische Salze, im entgegengesetzten Falle saure. So sind

$KOSO_3$ (einfach schwefelsaures Kaliumoxyd) und Al_2O_3 $3SO_3$ (dreifach schwefelsaures Aluminiumoxyd) neutrale Salze, KO 2 CrO_3 zweifach chromsaures Kaliumoxyd, oder KO $2SO_3, HO$ (oder $KOSO_3$, $HOSO_3$) saure Salze, aber $2PbO, NO_5$ basisch-salpetersaures Bleioxyd, oder $2Fe_2O_3, SO_3$ basisch-schwefelsaures Eisenoxyd basische Salze. — (Nach neuern Anschauungen entstehen die Sauerstoffsalze beim Einwirken von Säuren und Basen nicht durch Verbindung derselben miteinander, sondern durch Vertauschung ihrer Bestandtheile, wobei stets Wasser ausgeschieden wird.)

11. Die Hydrate sind Verbindungen der Säuren oder der Basen mit Wasser, wobei im ersten Falle das Wasser die Stelle einer Basis, im zweiten Falle die einer Säure vertritt. (Nach neuern Anschauungen sind diese Hydrate die eigentlichen Säuren und Basen.) z. B. $HOSO_3$ Schwefelsäurehydrat, $KOHO$ Kaliumoxydhydrat.

12. Die Sulfosalze sind den Sauerstoffsalzen analog zusammengesetzt. Den Hydraten der Sauerstoffsäuren entsprechen die Verbindungen der Schwefelmetalle mit Schwefelwasserstoff.

13. Die Verbindungen der Chlormetalle mit einander machen den Eindruck der Verbindungen von zwei Sauerstoffsalzen; sie sind im Allgemeinen nicht besonders bedeutungsvoll.

14. Verbindungen der dritten Ordnung sind namentlich die Verbindungen von zwei Sauerstoffsalzen miteinander, die sogenannten Doppelsalze, z. B. der gewöhnliche Alaun KO SO_3, Al_2O_3 $3SO_3$, $24HO$. Auch können verschiedene saure Salze hierher gerechnet werden, nämlich diejenigen, in welchen Wasser einen wesentlichen Bestandtheil bildet z. B. $KOSO_3$, $HOSO_3$.

15. Verbindungen höherer Ordnung existiren kaum, man müsste denn die Verbindungen der Doppelsalze mit Krystallwasser, dem man gewöhnlich keinen Einfluss auf die Rangstellung der Verbindungen einräumt, hierzu rechnen wollen.

Die Volumenverhältnisse der chemischen Verbindungen.

63. Physikalische Untersuchungen über die Natur der gasförmigen Stoffe, ins Besondere über die Eigenschaft derselben durch gleichen Druck oder gleiche Erwärmung gleiche Volumenveränderungen zu erleiden, sodann aber auch das Bedürfniss die vorher erörterten Gesetze über die Zusammensetzung der chemischen Körper aus der Natur der Stoffe abzuleiten, sowie auch die früher gemachten Erfah-

rungen über die Volumenverhältnisse der chemischen Körper haben in neuerer Zeit die Aufmerksamkeit in hohem Grade auf diesen letzteren Gegenstand gelenkt und bewirkt, dass mehr und mehr die Lehre von den Aequivalenten oder von den gleichgeltenden Gewichtsverhältnissen der Körper gegen die Theorien von der Zusammensetzung der Körper nach räumlichen Verhältnissen oder den Volumenverhältnissen in den Hintergrund getreten ist.

Schon seit dem Anfange dieses Jahrhunderts wurde beobachtet, dass mehrere gasfömige Stoffe sich nach bestimmten und einfachen Volumenverhältnissen mit einander verbinden, z. B.

2 Volumen Wasserstoffgas mit 1 Vol. Sauerstoffgas zu Wasser,
3 Volumen Wasserstoffgas mit 1 Vol. Stickstoffgas zu Ammoniak.

Durch weitere Ausdehnung der Untersuchungen auf andere gasförmige Stoffe gelangte man zu dem Gesetze:

Gasförmige Körper verbinden sich nach bestimmten einfachen Volumenverhältnissen. Da nun, wie früher erörtert ist, die chemischen Körper überhaupt sich nach bestimmten Gewichtsverhältnissen (Aequivalenten) und zugleich auch nach den einfachen Verhältnissen der Vielfachen dieser Gewichte verbinden, so folgt, dass die Aequivalente und Volumenverhältnisse zu einander in einfacher Beziehung stehen müssen. Wenn z. B. feststeht:

dass 1 Gewichtsth. Wasserstoff sich mit 8 Gewichtsth. Sauerstoff verbindet, und

dass auch 2 Volumen Wasserstoff sich mit 1 Volumen Sauerstoff verbinden,

so muss, wenn 2 Volumen Wasserstoff 1 Gewichtstheil ausmachen, auch 1 Volumen Sauerstoff mit 8 Gewichtsth. Sauerstoff gleichbedeutend sein. Wenn aber

2 Volumen Wasserstoff 1 Gewichtstheil sind, so ist
1 Volumen Wasserstoff $^1/_2$ Gewichtstheil; und da
1 Volumen Sauerstoff 8 Gewichtstheile beträgt und also die Gewichte von gleich grossen Volumen von Wasserstoff und Sauerstoff in dem Verhältniss von $^1/_2 : 8 = 1 : 16$ stehen, so muss das Volumengewicht des Sauerstoffs 16 mal so gross, als das des Wasserstoffs sein: ein Resultat, welches mit der Erfahrung übereinstimmt. Diese Volumengewichte oder Gewichte gleicher Volumen gasförmiger Stoffe sind mit den specifischen Gewichten gleichbedeutend und stehen zugleich, wie oben angedeutet ist, in naher Beziehung zu den Aequivalenten.

Da man nun aus physikalischen Gründen annimmt, dass in gleichen Volumen aller gasförmigen Stoffe bei derselben Temperatur und demselben Drucke eine gleiche Anzahl von Molekülen enthalten sind, so dass einem jeden Molekül der verschiedenen Stoffe unter denselben Umständen derselbe Raum zukommt, so müssen *die Molekulargewichte verschiedener gasförmiger Stoffe sich wie die specifischen Gewichte dieser Gase verhalten und zugleich auch zu den Aequivalenten in einer einfachen Beziehung stehen.*

Da man nun ferner weiss, dass die Moleküle der zusammengesetzten Körper, obgleich durch mechanische Mittel untheilbar, doch noch durch chemische Mittel in verschiedene Bestandtheile zerlegt werden können, und da ferner die Erfahrung lehrt, dass z. B.

durch Verbindung von	1 Vol. Chlorgas mit 1 Vol. Wasserstoffgas	2 Vol. der Verbindung entstehen,
	1 Vol. Sauerstoffgas mit 2 Vol. Wasserstoffgas	
	1 Vol. Stickstoffgas mit 3 Vol. Wasserstoffgas	

so schliesst man daraus, dass jedes Molekül eines zusammengesetzten Stoffes den Raum von zwei Volumen Wasserstoffgas einnehme. *Die kleinsten Theilchen der einfachen Stoffe, welche zusammen das Molekül des zusammengesetzten Stoffes bilden, nennt man* **Atome** *und das Gewicht* derselben **Atomgewicht.** Da es nun ferner wahrscheinlich ist, dass auch die Moleküle der einfachen Stoffe im freien Zustande aus zwei Atomen bestehen, und da, wie früher gezeigt ist, zwischen den Molekulargewichten und den Aequivalenten eine einfache Beziehung stattfindet, so müssen auch *Atomgewichte und Aequivalente in einer einfachen Beziehung zu einander* stehen. Diese Eigenthümlichkeiten der Stoffe, welche wir im gasförmigen Aggregatzustande kennen, überträgt man auch auf diejenigen Stoffe, die uns im gasförmigen Zustande gar nicht oder nicht hinreichend bekannt sind, und gelangt hierdurch zu dem allgemeinen Satze: *die Atomgewichte alle einfachen Stoffe stehen zu ihrem Aequivalentgewichte in einfacher Beziehung.* Dass die Atomgewichte nicht geradezu mit den Aequivalentgewichten übereinstimmen, hat seinen Grund namentlich in den Verhältnissen der Volumengewichte, der specifischen Wärme und der Isomorphie, welche bei Aufstellung der Atomgewichte zur Controlle hinzugezogen sind.

Die folgende Atomgewichtstafel enthält alphabetisch geordnet die Namen der einfachen Stoffe, die Symbole der Atome, die Atom-

gewichte unter der Voraussetzung Wasserstoff = 1, und das Verhältniss der Atomgewichte zu den Aequivalenten. Die Symbole der Atome sind durch aufrechte, die der Aequivalente durch liegende Buchstaben bezeichnet.

Tafel der Atomgewichte der einfachen Stoffe.

Name des Stoffes	Symbol des Atoms	Atomgewicht	Verhältniss zum Aequivalent
Aluminium	Al	27,5	= 2 *Al*
Antimon	Sb	122	*Sb*
Arsen	As	75	*As*
Baryum	Ba	137	2 *Ba*
Beryllium	Be	14	2 *Be*
Blei	Pb	207	2 *Pb*
Bor	B	11	*B*
Brom	Br	80	*Br*
Cadmium	Cd	112	2 *Cd*
Caesium	Cs	133	*Cs*
Calcium	Ca	40	2 *Ca*
Cerium	Ce	92	2 *Ce*
Chlor	Cl	35,5	*Cl*
Chrom	Cr	53,5	2 *Cr*
Didym	Di	96	2 *Di*
Eisen	Fe	56	2 *Fe*
Erbium	E	112,6	2 *E*
Fluor	Fl	19	*Fl*
Gold	Au	197	*Au*
Indium	In	71,8	2 *In*
Jod	I	127	*J*
Iridium	Ir	197,2	2 *Ir*
Kalium	K	39	*K*
Kobalt	Co	59	2 *Co*
Kohlenstoff	C	12	2 *C*
Kupfer	Cu	63,4	2 *Cu*
Lanthan	La	92	2 *Là*
Lithium	Li	7	*Li*

Name des Stoffes	Symbol des Atoms	Atomgewicht	Verhältniss zum Aequivalent
Magnesium	Mg	24	= 2 *Mg*
Mangan	Mn	55	2 *Mn*
Molybdaen	Mo	92	2 *Mo*
Natrium	Na	23	*Na*
Nickel	Ni	59	2 *Ni*
Niobium	Nb	94	2 *Nb*
Osmium	Os	200	2 *Os*
Palladium	Pd	106	2 *Pd*
Phosphor	P	31	*P*
Platin	Pt	196	2 *Pt*
Quecksilber	Hg	200	2 *Hg*
Rhodium	Rh	105	2 *Rh*
Rubidium	Rb	85,5	*Rb*
Ruthenium	Ru	104	2 *Ru*
Sauerstoff	O	16	2 *O*
Schwefel	S	32	2 *S*
Selen	Se	79	2 *Se*
Silber	Ag	108	*Ag*
Silicium	Si	28	2 *Si*
Stickstoff	N	14	*N*
Strontium	Sr	87,5	2 *Sr*
Tantal	Ta	184,4	2 *Ta*
Tellur	Te	128	2 *Te*
Thallium	Tl	204	*Tl*
Thorium	Th	231,5	2 Th
Titan	Ti	50	2 *Ti*
Uran	U	120	2 *U*
Vanadium	V	137	2 *V*
Wasserstoff	H	1	*H*
Wismuth	Bi	208	*Bi*
Wolfram	W	184	2 *W*
Yttrium	Y	61,70	2 *Y*
Zink	Zn	65	2 *Zn*
Zinn	Sn	118	2 *Sn*
Zirconium	Zr	90	2 *Zr*

64. Da chemische Verbindungen nach der atomistischen Theorie durch Nebeneinanderlegung der Atome entstehen, so erhält man das Molekulargewicht einer Verbindung durch Addition der in dem Molekül enthaltenen Atome der Bestandtheile. In Betreff der Art und Weise der Zusammenfügung der Atom-Symbole gelten die Regeln, welche für die Aufstellung der Aequivalent-Formeln gegeben sind. Die in der vierten Spalte der Atomgewichts-Tafel enthaltenen Verhältnisse der Atomgewichte dienen dazu, um die nach Aequivalenten aufgestellten Formeln in atomistische und umgekehrt umzuwandeln. In Bezug auf das Verhältniss der Atomgewichte zu den Aequivalenten ist aus dieser Spalte zu erkennen, dass Atomgewichte mit Aequivalenten übereinstimmen für 19 Stoffe, nämlich Wasserstoff, Chlor, Brom, Jod, Fluor, Phosphor, Antimon, Arsen, Stickstoff, Bor, Kalium, Natrium, Lithium, Rubidium, Caesium, Thallium, Gold, Silber und Wismuth; dagegen ist das Atomgewicht doppelt so gross als das Aequivalent für alle übrigen 44 einfachen Stoffe.

65. Werthigkeit der einfachen Stoffe. Wenn man die in der Natur vorkommenden, sowie die in den chemischen Laboratorien künstlich gebildeten, aus zwei einfachen Stoffen zusammengesetzten chemischen Stoffe in Betreff ihrer Bildung aus Atomen der einfachen Stoffe untersucht, so findet man, dass mit 1 Atom Wasserstoff nie mehr als 1 Atom eines andern Stoffes, dagegen mit 1 Atom Sauerstoff oft 2 Atome eines andern Stoffes, mit 1 Atom Stickstoff 3, mit 1 Atom Kohlenstoff 4 Atome eines andern Stoffes verbunden sind, woraus hervorgeht, dass die Atome der verschiedenen Stoffe in Bezug auf die Zahl von Atomen anderer Stoffe, mit denen sie sich zu verbinden vermögen, von verschiedenem Werthe sind; man nennt diese Eigenschaft ihre Werthigkeit, und unterscheidet hiernach einwerthige, zweiwerthige, dreiwerthige u. s. w. Stoffe.

Wie der Wasserstoff als Einheit bei der Bestimmung der Atomgewichte, Aequivalentengewichte und Volumengewichte betrachtet wird, so misst man nach ihm auch die Werthigkeit; hiernach sagt man: die atombindende Kraft des Wasserstoffs ist = 1, oder 1 Atom Wasserstoff besitzt 1 Verwandtschaftseinheit, während der Sauerstoff 2 Verwandtschafsteinheiten besitzt.

Da 1 Atom von den sogenannten Salzbildern Chlor, Brom, Jod, Fluor sich höchstens mit 1 Atom Wasserstoff zu HCl, HBr, HI, HFl verbindet, so besitzen sie nur 1 Verwandtschaftseinheit oder sind einwerthig, und da ferner 1 Atom der Alkalimetalle und des

Silbers sich nur mit 1 Atom des einwerthigen Chlors zu KaCl, NaCl, AgCl u. s. w. verbindet, so sind auch diese Metalle einwerthig.

Dagegen verbindet sich 1 Atom Sauerstoff oder Schwefel mit 2 Atomen Wasserstoff zu Wasser H_2O und Schwefelwasserstoff H_2S, folglich ist Sauerstoff und Schwefel zweiwerthig; und da sich ebenso 1 Atom Selen und Tellur, sowie 1 Atom der Metalle Magnesium, Baryum, Strontium, Calcium, Zink, Blei, Kadmium, Quecksilber, Kupfer, Eisen, Nickel, Kobalt, Mangan und einige andere mit 2 Atomen des einwerthigen Chlors oder mit 1 Atom des zweiwerthigen Sauerstoffs oder Schwefels verbinden, so sind sie selbst zweiwerthig.

Dreiwerthig sind Wismuth und Gold, ferner die Nichtmetalle Bor, Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, da sie sich mit 3 Atomen Wasserstoff oder 3 Atomen Chlor verbinden.

Vierwerthig ist namentlich Kohlenstoff, Silicium, Zinn, Platin, auf Grund der Existenz der Verbindungen, H_4C, $SiCl_4$, SnI_4, $PtCl_4$ u. a.

Andere einfache Stoffe sind sogar fünf- oder sechswerthig.

Ueberhaupt ist aber zu bemerken, dass die Werthigkeit für einige Stoffe keine absolute Grösse ist, sondern dass sie vielfach von der Natur der in Wechselwirkung befindlichen Stoffe abhängig ist. So gehen z. B. 2 Atome Phosphor, Arsen, Antimon, Stickstoff mit 5 Atomen Sauerstoff die Verbindungen ein: P_2O_5, As_2O_5, Sb_2O_5, N_2O_5, in denen O_5, weil O zweiwerthig ist, 10 Atomen Wasserstoff entspricht; ferner lässt sich Mn wegen MnO_2, sowie Fe wegen FeS_2 recht gut als vierwerthig betrachten, während die Verbindungen MnO und FeO, oder $MnCl_2$ oder $FeCl_2$ für die Zweiwerthigkeit sprechen würden.

Man bezeichnet die verschiedenen Werthigkeiten der Stoffe durch verschiedene Anzahlen von Strichen oder durch römische Ziffern, welche man über das Symbol des Atoms setzt.

Gleichwerthig in Bezug auf Vertretung in chemischen Verbindungen sind die Atome der verschiedenen Stoffe, wenn die Produkte der Atomenzahl und der Werthigkeitszahl gleich sind, also 1 einwerthiger mit 1 einwerthigen, 1 zweiwerthiger mit 1 zweiwerthigen oder mit 2 einwerthigen, 1 dreiwerthiger mit 1 dreiwerthigen, oder mit 1 zweiwerthigen und 1 einwerthigen, oder mit 3 einwerthigen, 1 vierwerthiger mit 1 vierwerthigen, oder mit 2 zweiwerthigen u. s. w.; daher ist z. B. Cl gleichwerthig mit I, O gleichwer-

thig mit S oder mit 2Cl, 4H gleichwerthig mit 2O und N gleichwerthig mit 3H u. s. w.

66. Wenn sich die Atome im Verhältniss gleicher Werthigkeit verbinden, so sind ihre Verbindungseinheiten gegenseitig gebunden oder neutralisirt und es entsteht eine gesättigte Verbindung oder ein geschlossenes Molekül, z. B. HCl, H_2O, $SiFl_4$; verbinden sich aber ungleichwerthige Atome mit einander, so bleiben einzelne Verbindungseinheiten frei und es entsteht eine ungesättigte Verbindung oder ein offenes Molekül, welches nach Verhältniss der Zahl der freien Verbindungseinheiten noch fähig ist Atome von entsprechender Werthigkeit zu binden. So ist z. B. NH_4 (Ammonium, ein hypothetisches Metall) eine ungesättigte Verbindung, weil das dreiwerthige N nur 3 Atome des einwerthigen H zu binden vermag, so dass das vierte Atom H als 1 einwerthiges Atom noch 1 einwerthiges Atom eines andern Stoffes binden kann; aus einem ähnlichen Grunde ist CN (Cyan) eine ungesättigte Verbindung und kann, da C vierwerthig und N dreiwerthig ist, noch $4 - 3 = 1$ Atom eines einwerthigen Atoms binden. Desgleichen ist SO_2 eine ungesättigte Verbindung, weil S 1 zweiwerthiges Atom, O_2 aber 2 zweiwerthige oder 4 einwerthige Atome darstellt; daher kann SO_2, weil $4 - 2 = 2$ ist, noch 2 einwerthige Atome z. B. H_2 oder 1 zweiwerthiges Atom z. B. O binden.

67. Atome der einfachen Stoffe, oder ungesättigte Verbindungen der Atome, welche nach obigen Bemerkungen freie Verbindungseinheiten besitzen, nennt man Radikale, und unterscheidet sie in einfache und zusammengesetzte Radikale. In Bezug auf ihre Stellung in der elektrischen Spannungsreihe unterscheidet man elektropositive und elektronegative Radikale; erstere sind von den einfachen Stoffen namentlich die Metalle, letztere die Antimetalle; auch verschiedene wirklich existirende oder nur hypothetische Atomverbindungen sind theils elektropositiv, theils elektronegativ; so ist z. B. NH_4 als hypothetisches Alkalimetall ein elektropositives Radikal, während NC und SO_2 elektronegative Radikale sind.

68. Typen. Nach dem Verhältniss der Zahl der Verwandtschaftseinheiten, welche zur Bildung von zusammengesetzten Körpern zusammentreten und mit Berücksichtigung der verschiedenen Stellung in der elektrischen Spannungsreihe, hat man sogenannte Typen oder Muster-Verbindungen aufgestellt und auf diese alle zusammen-

gesetzten chemischen Stoffe bezogen. Je nachdem die Verbindungen einem einzigen Molekül oder mehreren mit einander vereinigten Molekülen entsprechen, unterscheidet man Verbindungen vom einfachen und mehrfachen (verdichteten) Typus. Von diesen Typen sind vier von besonderer Bedeutung; sie sind:

I. Typus Chlorwasserstoff: HCl oder $\left.\begin{matrix}H\\Cl\end{matrix}\right\}$

II. Typus Wasser: H_2O oder $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$.

III. Typus Ammoniak: H_3N oder $\left.\begin{matrix}H\\H\\H\end{matrix}\right\}N$.

IV. Typus Kohlenwasserstoff: H_4C oder $\left.\begin{matrix}H\\H\\H\\H\end{matrix}\right\}C$.

Chemische Formeln. Berechnung der Zusammensetzung der Körper.

69. Die chemischen Formeln haben entweder nur den Zweck auszudrücken, aus welchen einfachen Stoffen eine Verbindung besteht und in welchem Gewichtsverhältnisse diese einfachen Stoffe in der Verbindung enthalten sind, oder sie bezwecken ausserdem, eine Einsicht in den Bau, die Constitution der Verbindung zu geben, d. h. anzudeuten, welche Stoffe zu einander in engerer Beziehung stehen, und wie man sich die Verbindung aus den Bestandtheilen auf Grund von Gesetzen ableiten kann. Im ersten Falle nennt man die Formel eine empirische, im andern eine rationelle. So ist z. B. H_2SO_4 die empirische Formel der Schwefelsäure, insofern in derselben nur die einfachen Stoffe, welche in der Schwefelsäure enthalten sind, und das quantitative Verhältniss, in welchem sie zu einander stehen, genannt werden. Dagegen würde $H_2(SO_4)$ eine rationelle Formel sein, wenn ich durch die Klammer ausdrücken will, dass H_2, sowie SO_4 eine besondere Bedeutung für den Charakter der Verbindung haben; ebenso ist $\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2$ eine rationelle Formel, weil man dadurch begreiflich machen will, dass die Schwefelsäure vom zweifachen Typus Wasser ist. Nach der ältern Anschauung hat die Schwefelsäure (als Schwefelsäurehydrat) die rationelle Formel

HO,SO_3, wodurch angedeutet wird, dass dieselbe als eine Verbindung des zweiten Grades zu fassen ist, und dass die beiden Verbindungen des ersten Grades, aus welchen die des zweiten Grades besteht, Wasser ($\bar{H}O$) und wasserfreie Schwefelsäure (***SO_3***) sind.

70. Um eine gegebene Aequivalentenformel einer Verbindung in die empirische Atomenformel zu verwandeln, hat man die Spalte No. 4 der Atomen-Tafel zu Hülfe zu ziehen und aus dieser für die Aequivalente die entsprechenden Atome einzusetzen. In Betreff der Schwefelsäure findet man:

H = H; 2 ***O*** = O, also ***O*** = $O_{1/2}$; 2 ***S*** = S, also ***S*** = $S_{1/2}$. Giebt man nun der dualistischen Formel die rein empirische Form ***HSO_4***, und setzt man die Werthe ein, so erhält man $HS_{1/2}O_2$; da aber ein halbes Atom nicht existirt, so hat man, ohne dass dadurch das Verhältniss der Bestandtheile zu einander geändert wird, jeden mit 2 zu multipliciren, wodurch man als Molecularformel der Schwefelsäure H_2SO_4 erhält. — Ferner sei die Aufgabe gestellt für die Aequivalentformel des salpetersauren Kalis die Molecularformel zu finden: — Die Aequivalentformel für salpetersaures Kali ist ***$KONO_5$***; dieselbe in die empirische Formel umgewandelt ist ***KNO_6***; setzt man nun aus der Atomtafel ***K*** = K, ***N*** = N, ***O*** = $O_{1/2}$ ein, so erhält man KNO_3 als empirische Formel des salpetersauren Kalis, welches sodann nach dem einfachen Typus Wasser als $\left.\begin{matrix}K\\NO_2\end{matrix}\right\}O$ aufgefasst werden kann.

Soll umgekehrt der atomistischen Formel $\left.\begin{matrix}PO\\K_3\end{matrix}\right\}O_3$ die dualistische Form der Aequivalentenlehre gegeben werden, so hat man in der empirischen Formel $PK_3\,O_4$ aus der Atomentafel für die Atome die durch Aequivalente ausgedrückten Werthe einzusetzen P = ***P***, K = ***K***, O = 2***O***; wodurch man erhält ***$PK_3\,O_8 = K_3O_3$, PO_5 =*** 3***KO***, ***PO_5***.

71. Die Berechnung der Bestandtheile eines zusammengesetzten Körpers, dessen Molecularformel gegeben ist, kann durch Proportionen oder vermittelst Zurückführung auf die Einheit ausgeführt werden. Die Aufgabe: wie viel Procent Blei, Sauerstoff und Stickstoff enthält das salpetersaure Bleioxyd? wird durch Proportionen in folgender Weise auszuführen sein:

Die Molecularformel des Salzes ist $\left.\begin{matrix}Pb\\2\ NO_2\end{matrix}\right\}O_2$, die empirische Formel

PbN_2O_6; nach der Atomentafel ist $Pb = 1 . 207 = 207$

$$N_2 = 2 . 14 = 28$$
$$O_6 = 6 . 16 = 96$$

also das Molecurlargewicht . . . $Pb N_2 O_6 = 331$

Hierauf berechnet man die drei Proportionen: $331 : 100 = 207 : x$

$$331 : 100 = 28 : y$$
$$331 : 100 = 96 : z$$

und man findet hierdurch, dass $x = 62{,}53$

$$y = 8{,}46$$
$$z = 29{,}00$$

oder dass das salpetersaure Bleioxyd 62,53% Blei, 8,46% Stickstoff und 29% Sauerstoff enthält.

Dasselbe Beispiel berechnet sich durch Reduction auf die Einheit in folgender Weise $Pb N_2 O_6 = Pb + N_2 + O_6$

$$331 : \frac{331 = 207 + 28 + 96}{1 = \frac{207}{331} + \frac{28}{331} + \frac{96}{331}}$$

$$100 \times \frac{1 = \frac{207}{331} + \frac{28}{331} + \frac{96}{331}}{100 = \frac{20700}{331} + \frac{2800}{331} + \frac{9600}{331}}$$

$$= 62{,}53 + 8{,}46 + 29.$$

Statt den Betrag des Sauerstoffs durch Ausführung der Division zu berechnen, kann man auch die Summe der beiden ersten Bestandtheile von 100 subtrahiren.

Hätte sich die obige Frage nur auf einen einzigen Bestandtheil bezogen, so würde man die Rechnung nur für diesen einen Bestandtheil, z. B. Blei, ausgeführt und für die übrigen nur angedeutet haben. Also z. B.

Wie viel Procent Blei enthält das salpetersaure Bleioxyd?

$$Pb N_2 O_6 = Pb + N_2 + O_6$$

$$331 : \frac{331 = 207 + m}{1 = \frac{207}{331} + n}$$

$$100 \times \frac{1 = \frac{207}{331} + n}{100 = \frac{20700}{331} + p.}$$

$$= 62{,}53 + \ldots\ldots$$

Specielle Chemie.

Die anorganischen Körper.

Uebersicht der wichtigsten anorganischen Körper mit besonderer Berücksichtigung der Mineralien.

I.

Die einfachen Stoffe.

72. Die Zahl der bis jetzt aufgefundenen einfachen Stoffe ist 63. Von diesen kommt ein kleiner Theil frei, d. h. nicht in Verbindung mit andern Stoffen vor, die übrigen sind im Laufe der Zeit, und zwar bei weitem die meisten erst in diesem Jahrhundert, aus ihren Verbindungen abgeschieden und als einfache Stoffe erkannt worden. Man ist daran gewöhnt sie in Metalle und Nichtmetalle zu unterscheiden; statt der Bezeichnung „Nichtmetalle" braucht man auch häufig das nach griechischer Weise gebildete Metalloïd, eigentlich „metallähnlich"; diese letztere Bezeichnung stammt aus einer Zeit, nämlich den ersten Jahren dieses Jahrhunderts, als die Alkalien, alkalischen Erden, Erden u. a. m. noch nicht in Metall und Sauerstoff zerlegt waren, wenngleich man in ihnen wegen ihres analogen Verhaltens mit bekannten Metalloxyden Metalle vermuthete; zu ihnen gesellte man dann noch die übrigen nichtmetallischen Stoffe und fasste sie unter demselben Namen in eine einzige Abtheilung zusammen.

73. A. Die Abtheilung der Metalle ist nicht scharf begrenzt, indem einige Stoffe in einer oder der anderen Beziehung sich wie Metalle verhalten, während sie in wieder anderen von ihnen abweichen. Die als charakteristisch hervortretenden Metalle zeichnen sich aus durch einen ausgezeichneten sogenannten metallischen Glanz, vollständige Undurchsichtigkeit und das Vermögen die Wärme und die Elektricität gut zu leiten. In andern Beziehungen, namentlich auch

in denen, welche man gewöhnlich im gemeinen Leben mit dem Begriffe Metall in Verbindung bringt, sind sie höchst verschieden. So ist ein hohes specifisches Gewicht durchaus nicht allen Metallen eigenthümlich, wie man häufig aus dem Umstande schliesst, dass die in den Gewerben, Haushaltungen u. s. w. angewandten Metalle sich in dieser Beziehung vor andern Stoffen auszeichnen: denn während z. B. das specifische Gewicht von Platin 22,100, Blei 11,352, Schmiedeeisen 7,788 ist, ist das von Aluminium nur 2,56, Magnesium 1,743, Natrium 0,972 und Kalium 0,865. Ebenso liegt die Schmelzbarkeit zwischen sehr weiten Grenzen: Quecksilber geht bei — 39° von dem starren Zustande in den flüssigen über, Kalium bei + 58°, Zinn 230°, Zink 360°, Silber 1000, Gold 1250, Platin 1950.

Von den Metallen gehen einige bei hoher Temperatur in den gasförmigen Zustand über, als Quecksilber, Zink, Cadmium, Kalium u. a. Im starren Zustande sind mehrere deutlich krystallisirt, und zwar die meisten im regulären Systeme, mehrere im hexagonalen und eins im quadratischen. Im regulären Systeme krystallisiren Kupfer, Silber, Gold, Blei, Eisen, Platin, Quecksilber; im hexagonalen Wismuth, im quadratischen Zinn.

Auch die Fähigkeit der Wärmeleitung ist sehr verschieden, bei allen aber noch bedeutend im Vergleich mit den meisten andern Körpern. Setzt man das Wärmeleitungsvermögen von Gold 1000, so hat Platin 981, Silber 973, Kupfer 898, Eisen 374, Zink 363, Zinn 304, Blei 170. Das Leitungsvermögen für Elektricität bietet ähnliche Verschiedenheiten: Setzt man das Leitungsvermögen für Kupfer bei gewöhnlicher Temperatur = 100, so hat Silber 148,7, Gold 88,8, Eisen 17,6, Platin 15,5, Zinn 14,7, Nickel 13,1, Blei 10,3.

Die Härte der Metalle ist sehr verschieden: einige Metalle sind so weich, dass sie mit dem Nagel geritzt und mit dem Messer geschnitten werden können, ja Kalium und Natrium lassen sich sogar mit den Fingern kneten; andere besitzen einen ziemlichen Grad von Härte, wie z. B. das Eisen in der Varietät Stahl, welcher die Härte 7 erreicht.

Die Metalle sind theils spröde und brüchig, theils geschmeidig und dehnbar. Spröde ist von den bekannten Metallen namentlich Wismuth. Die Geschmeidigkeit zeigt sich als Hämmerbarkeit und Ductilität, d. h. in der Eigenschaft sich unter dem Hammer oder der Walze zu Platten ausschlagen und strecken, oder sich zu Draht ausziehen zu lassen. Diese Eigenschaften sind durchaus nicht immer

in gleichem Maasse in demselben Metalle vereinigt. So lässt sich Blei zu sehr dünnen Platten ausschlagen, während es nicht zu feinem Draht ausgezogen werden kann. Umgekehrt ist Eisen sehr ductil und wenig hämmerbar. Als Beispiel für die Grösse der Geschmeidigkeit diene Gold und Platin: Ein Dukaten giebt 2000 Quadratzoll Goldblättchen, und Platina lässt sich zu Draht von $^1/_{30000}$ Zoll Dicke ausziehen, wenn man um einen dicken Platindraht einen Cylinder von Silber giesst, diesen darauf zu dünnem Draht auszieht und das Silber durch Auflösung in Salpetersäure entfernt. Nach dem Grade der Hämmerbarkeit stehen die bekannten Metalle in folgender Reihenfolge: Gold, Silber, Kupfer, Zinn, Platin, Blei, Zink, Nickel; nach der Ductilität in der Reihenfolge: Gold, Silber, Platin, Eisen, Nickel, Kupfer, Zink, Zinn, Blei.

Die Festigkeit zeigt sich 1) als absolute Festigkeit, d. h. als Widerstand, welchen ein Körper beim Zerreissen leistet, 2) als relative Festigkeit, d. h. als Widerstand, welchen er beim Zerbrechen leistet, und 3) als rückwirkende Festigkeit d. h. als Widerstand gegen die Kraft, die ihn zu zerdrücken sucht.

Die absolute Festigkeit wird durch Belastung von vertikal befestigten Metallstäben bestimmt; wenn der Querdurchschnitt 1 Quadratcentimeter ist, so ordnen sich die wichtigsten Metalle nach der Zahl der Kilogramme, welche die Stäbe zu tragen vermögen in folgender Reihe: Stahl 10820, Eisendraht 6434, Silber 2884, Kupfer 2325, Gold 1438, Zinn 421, Zink 198, Blei 62.

Die relative Festigkeit wird bestimmt, indem man prismatische Stücke an beiden Enden unterstützt, und in der Mitte so lange belastet, bis sie brechen. Die relative Festigkeit von Schmiedeeisen und Gusseisen steht in den Verhältnissen 1252 zu 1076 (während das von Buchenholz nur 176 ist).

In Bezug auf die rückwirkende Festigkeit steht Gusseisen sehr hoch, indem es sich z. B. gegen die des Granits wie 7954 zu 526 verhält.

Die Farbe der Metalle ist nicht sehr mannigfaltig; die meisten sind weiss bis grau, einige wenige gelb (Gold, Calcium und Strontium und in geringerem Grade Nickel) und nur allein Kupfer ist roth.

Von den Metallen kommen nur wenige frei in der Natur im gediegenen Zustande vor; sie sind Gold, Platin, Palladium, Iridium, Rhodium, Silber, Quecksilber, Kupfer, Eisen (als Meteoreisen), Wismuth; die übrigen können nicht wohl in freiem Zustande in der Natur existiren, da sie wegen ihrer grossen Affinität zu andern allgemein

verbreiteten Stoffen leicht eine chemische Umänderung erleiden würden.

74. Die Metalle lassen sich in folgende Gruppen zusammenstellen:

I. Die Metalle der Alkalien: Kalium, Natrium, Lithium, Rubidium, Caesium. Sie haben ausgezeichneten Metallglanz, sind sehr weich, und bei gewöhnlicher Temperatur von Wachsconsistenz, in der Kälte hart und spröde. Sie sind mit Ausnahme von Rubidium leichter als Wasser. Sie haben eine grosse Neigung sich mit Sauerstoff zu verbinden und zersetzen das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur. Ihre Verbindungen mit Sauerstoff und ihre kohlensauren Salze sind in Wasser leicht löslich.

II. Die Metalle der alkalischen Erden: Calcium, Strontium, Baryum. Sie haben ausgezeichneten Metallglanz, sind bei gewöhnlicher Temperatur hart, ductil und schmelzen erst in der Rothglühhitze; ihr specifisches Gewicht ist zwischen 1,5 und 4; sie haben grosse Affinität zu Sauerstoff und zersetzen das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur. Ihre Sauerstoffverbindungen, die sogenannten alkalischen Erden, stehen in Bezug auf Löslichkeit in Wasser zwischen den Alkalien und den Erden, d. h. sind schwer löslich. Ihre kohlensaure Salze sind im Wasser unlöslich.

III. Die Metalle der Erden: Aluminium, Beryllium, Cer, Lanthan, Didym, Yttrium, Erbium, Zirconium, Thorium. Sie haben ein geringes specifisches Gewicht, sind jedoch schwerer als Wasser; sie sind luftbeständig, verbrennen erst in hohen Hitzegraden und zersetzen das Wasser bei gewöhnlicher Temperatur gar nicht, und auch beim Kochen nur sehr wenig. Ihre Verbindungen mit Sauerstoff sind in Wasser unlöslich, und wirken ebensowohl auf starke Säuren, als auf starke Basen ein.

IV. Zink, Cadmium, Magnesium, Indium. Sie verdampfen bei höherer Temperatur und verbrennen an der Luft erhitzt mit Flamme; sie zersetzen das Wasser bei hoher Temperatur, oder bei gewöhnlicher Temperatur unter Einwirkung einer Säure, und bilden nur eine einzige Verbindung mit Sauerstoff.

V. Eisen, Mangan, Chrom, Uran, Kobalt, Nickel. Sie sind nicht flüchtig, zersetzen das Wasser bei höherer Temperatur oder bei gewöhnlicher Temperatur unter Einwirkung einer Säure, und bilden mehrfache Verbindungen mit Sauerstoff von verschiedenem Charakter.

VI. Zinn, Titan, Tantal, Niobium. Die Metalle selbst sind mit Ausnahme des Zinns wenig untersucht; ihre Verbindungen mit Sauerstoff tragen mehr den Charakter der Säuren, als den der Basen.

VII. Wolfram, Molybdän, Vanadin. Sie sind in Betreff des specifischen Gewichts sehr verschieden; ihre Verbindungen mit Sauerstoff haben wesentlich den Charakter einer Säure.

VIII. Das Thallium ist insofern eigenthümlich, als es sich in Betreff der Löslichkeit seiner Sauerstoffverbindungen an die Alkalien, in Betreff des specifischen Gewichts und anderer physikalischer Eigenschaften an das Blei anschliesst.

IX. Das Blei ist von ziemlich bedeutendem specifischem Gewicht, leicht schmelzbar, von grauer Farbe; es zersetzt das Wasser nicht; seine Sauerstoffverbindungen haben basischen oder indifferenten Charakter.

X. Das Wismuth findet sich gediegen, ist spröde, leicht schmelzbar, siedet in der Weissglühhitze; es zersetzt das Wasser nicht; seine Sauerstoffverbindungen tragen theils den Charakter der Säuren, theils den der Basen.

XI. Das Kupfer ist von mittelmässig hohem specifischem Gewicht, schwierig schmelzbar und von rother Farbe, zersetzt das Wasser nicht; seine Sauerstoffverbindungen tragen vorzugsweise basischen Charakter.

XII. Die Gruppe der edelen Metalle: Quecksilber, Silber, Gold, Platin, Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium, Ruthenium. Sie unterscheiden sich von den übrigen Metall-Gruppen wesentlich durch die so geringe Affinität zu Sauerstoff, welche sich theils darin zeigt, dass sie sich überhaupt nur schwierig mit Sauerstoff verbinden, theils darin, dass sie, wenn durch Vermittelung anderer Stoffe eine Sauerstoffverbindung erzielt ist, sich durch blosse Einwirkung von Wärme von dem Sauerstoff trennen.

75. B. Die Nicht-Metalle sind von höchst mannigfachen Eigenschaften. Nach dem Aggregat-Zustande kann man sie in folgende drei Gruppen vertheilen: 1. Permanent gasförmig: Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff; 2. Permanent starr oder nur in der stärksten Hitze schmelzbar: Kohlenstoff, Bor, Silicium; 3. Nicht permanent, und zwar a) alle drei Aggregatzustände haben: Schwefel, Selen, Tellur, Brom, Jod, Phosphor, Antimon; b) nur im gasförmigen und flüssigem Zustande bekannt ist Chlor; c) unter gewöhnlichem Druck zeigt Arsen nur den starren und gasförmigen Zustand; d) Fluor ist nur im gasförmigen Zustande bekannt, nimmt aber wahrscheinlich auch andere Zustände an.

Nach dem chemischen Verhalten lassen sich die Nichtmetalle in andere Gruppen zusammenstellen, nämlich 1) Wasserstoff, ver-

bindet sich wesentlich mit denselben Stoffen, mit welchen sich die Metalle verbinden, ist also in chemischer Beziehung metallähnlich; 2) Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Chlor, Brom, Jod, Fluor, als Antimetalle, d. h. Stoffe, welche den Metallen schroff entgegengesetzt sind, und in Folge dessen sich mit denselben leicht verbinden; 3) Phosphor, Arsen, Antimon von schwach antimetallischem Charakter; 4) Kohlenstoff, Bor, Silicium sind mehr oder weniger indifferent gegen die Metalle, zeigen aber viel Verwandtschaft zum Sauerstoff; 5) Stickstoff fast indifferent gegen Metalle und Sauerstoff.

Der Wasserstoff, Hydrogenium, ist ein permanentes, farbloses, geruchloses, geschmackloses Gas. Es ist der leichteste aller Körper, insofern er 16mal leichter als Sauerstoffgas, und 14½mal leichter als atmosphärische Luft ist. 1000 Kubikcentimeter oder 1 Kubikdecimeter = 1 Liter Wasserstoffgas wiegt bei 0° und 76 Centimeter Barometerstand 0,0896 Gramm = 1 Krith; da nun das Liter Wasser 1 Kilogramm = 1000 Gramm (= 2 Pfund) wiegt, so verhält sich das Gewicht des Wasserstoffes zu dem des Wassers wie 0,0896 : 1000 = 1 : 11161, so dass also 11161 Volumen Wasserstoff so viel wiegen als 1 Volumen Wasser, oder das Gewicht von 1 Volumen Wasserstoff gleich ist dem Gewicht von $^1/_{11161}$ Volumen Wasser. Da der Wasserstoff der leichteste Körper ist, so hat man ihn als Einheit für das Volumengewicht gewählt. Diesem geringen Gewichte verdankt er auch seine Anwendung zur Füllung von Luftballons. Die einfachste Darstellungsweise des Wasserstoffs ist die Ausscheidung desselben aus Wasser durch Natrium, welches den mit dem Wasserstoff verbundenen Sauerstoff an sich zieht. Das Verhältniss, in welchem Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser verbunden ist, ist in Gewichtstheilen ausgedrückt 1 : 8, d. h. in 9 Gewichtstheilen Wasser sind 1 Gewichtstheil Wasserstoff und 8 Gewichtstheile Sauerstoff enthalten; nach Raumtheilen gemessen sind in 2 Volumen Wasserdampf 2 Volumen Wasserstoff und 1 Volumen Sauerstoff (also zusammen 3 Volumen) verdichtet. Der Wasserstoff kommt in der Natur nie frei vor. Er war unter der Bezeichnung brennbare Luft schon im 16. Jahrhundert bekannt.

Der Sauerstoff, Oxygenium, ist ebenfalls ein permanentes Gas, ohne Geruch, Geschmack und Farbe. Sein specifisches Gewicht ist, wenn das der atmosphärischen Luft = 1 gesetzt wird, 1,108, sein Volumengewicht d. h. das specifische Gewicht, unter der Voraussetzung von Wasserstoff = 1, ist 16. Sein absolutes Gewicht ist, da ein Kubikdecimeter Wasserstoff = 0,0896 Gramm = 1 Krith

wiegt, durch die Bestimmung gegeben, dass das Kubikdecimeter Sauerstoff 16mal so schwer ist, also = 1,4336 Gramm. Er wurde 1774 von dem englischen Geistlichen und Naturforscher Priestley, und 1775 von dem schwedischen Apotheker Scheele, ohne dass dieser von den Versuchen des ersteren etwas wusste, entdeckt. Scheele nannte das von ihm gefundene Gas Feuerluft, weil es das Verbrennen der Körper dadurch, dass es sich mit denselben verbindet, in vorzüglichem Grade bewirkt; Priestley nannte es dephlogistisirte Luft, weil er annahm, dass es kein Phlogiston (eine hypothetische Materie) enthalte. Die Annahme dieses Phlogiston war von Stahl (einem deutschen Arzte, geb. 1660 zu Anspach, gest. 1734) ausgegangen; nach ihm enthalten alle brennbaren Körper mehr oder weniger Phlogiston, welches sie bei der Verbrennung ausscheiden. Durch Lavoisier (französischer Generalpächter, starb 1794 auf dem Schaffot) wurde die phlogistische Theorie gestürzt, indem dieser klar nachwies, dass die Verbrennung der Körper nicht in einer Ausscheidung von Phlogiston, sondern in einer Aufnahme von Sauerstoff bestehe, und dass daher das Verbrennungsprodukt auch schwerer als der verbrennende Körper sei. Von der Eigenschaft das Athmen und somit das Leben der Thiere zu erhalten, führte das Sauerstoffgas auch den Namen Lebensluft; der Name Oxygen und Sauerstoff schreibt sich von dem Umstande her, dass er ein vorzüglicher Bestandtheil der meisten Säuren ist. Der Sauerstoff ist der am meisten verbreitete einfache Stoff; die atmosphärische Luft enthält davon ungefähr 23 Gewichts- oder 21 Volumen-Procente; die übrigen 77 resp. 79 Procent bestehen namentlich in Stickstoff. Da der Stickstoff sich gegen andere Stoffe sehr indifferent zeigt, d. h. nicht leicht Verbindungen mit ihnen eingeht, so kann man den Sauerstoff nicht direkt durch Entfernung des Stickstoffs aus der atmosphärischen Luft darstellen. Von den mannigfachen Methoden, nach welchen Sauerstoff dargestellt werden kann, und welche unter den chemischen Processen später erörtert werden sollen, ist die Ausscheidung desselben durch Erhitzen eines aus Sauerstoff und Quecksilber bestehenden Stoffes, des Quecksilberoxyds, als die einfachste schon hier zu erwähnen. Der Sauerstoff existirt in drei verschiedenen Modifikationen als gewöhnlicher Sauerstoff, Ozon und Antozon; von diesen ist das Ozon als kräftiges Oxydationsmittel bemerkenswerth.

Der Stickstoff, Nitrogenium, ist wie der Wasserstoff und Sauerstoff ein permanentes Gas ohne Geschmack, Geruch und Farbe.

Sein spec. Gewicht (atmosph. Luft = 1) ist 0,969, sein Volumengewicht (oder spec. Gew. Wasserstoff = 1) ist 14. Das absolute Gewicht ist, da ein Kubikdecimeter Wasserstoff =, 1 Krith = 0,0896 Grammen wiegt, aus der Bestimmung ersichtlich, dass dasselbe Volumen Stickstoff 14 mal so schwer ist, also = 1,2544 Grammen. Das Stickstoffgas ist der Menge nach der bedeutendste Bestandtheil der atmosphärischen Luft, indem sie ungefähr 77 Volumenprocente oder 79 Gewichtsprocente Stickstoff, neben Sauerstoff und geringen Mengen anderer Gase enthält. Das Verhältniss von Stickstoff zu Sauerstoff ist unter allen Umständen in Räumen, die mit der äusseren atmosphärischen Luft in Verbindung stehen, stets dasselbe; sobald durch Athmung vieler Menschen oder Thiere, oder durch Verbrennung von Körpern dieses Verhältniss in Folge des Verbrauchs von Sauerstoff gestört wird, wird es durch Austritt von Stickstoff und Eintritt von Sauerstoff aus der offenen Atmosphäre wieder hergestellt. Der Stickstoff bildet in der atmosphärischen Luft mit dem Sauerstoff keine chemische Verbindung, sondern nur ein Gemenge; daher hat der Sauerstoff der atmosphärischen Luft dieselben chemischen Eigenschaften, welche er im unvermischten Zustande besitzt. Während der Sauerstoff für das Leben der Menschen und Thiere, und für die Verbrennung der Körper, sowie in vielen anderen Beziehungen von der höchsten Bedeutung ist, geben dem Stickstoff diese und ähnliche Eigenschaften fast vollständig ab. Seine Affinität zu anderen Stoffen ist höchst gering. Es lässt sich daher, wie schon vorher erwähnt, der Sauerstoff nicht leicht aus der atmosphärischen Luft dadurch gewinnen, dass man den Stickstoff durch einen anderen Körper hinwegzieht; dagegen kann man den Stickstoff sehr bequem rein erhalten, wenn man den Sauerstoff, der sich durch seine grosse Affinität oder Verwandtschaft zu anderen Stoffen auszeichnet, durch einen dieser letzten Stoffe anzieht, so dass der Stickstoff übrig bleibt. Ein solcher Stoff ist u. a. Phosphor. Wenn man in ein Gefäss (eine Flasche, Retorte, am besten eine nach Raumtheilen graduirte, unten offene, oben geschlossene Röhre), vermittels eines oben mit einem Trichter oder einem Löffel versehenen Stabes ein Stück Phosphor bringt und die Oeffnung des Gefässes unter Wasser setzt, so zieht der Phosphor bei hoher Temperatur rasch unter Feuererscheinung, bei niederer langsam und ohne Feuererscheinung, den Sauerstoff an, indem er damit eine Verbindung bildet, welche als ein feiner weisser Rauch erscheint. Gleichzeitig steigt das Wasser in Folge dessen, dass im Innern ein Theil der Luft verschwindet, in den vom Sauerstoff ver-

lassenen Raum ein, und so findet man, dass von 100 Raumtheilen ungefähr 23 verschwunden sind, während ungefähr 77 Raumtheile noch übrig bleiben; die verschwundenen Raumtheile Gas waren Sauerstoffgas, die übriggebliebenen Stickstoffgas. Ein brennender Spahn, welcher in das mit Stickstoff gefüllte Gefäss eingesenkt wird, verlischt, und Thiere sterben in dem Gase, nicht weil es als Gift wirkt, sondern aus Mangel an Sauerstoff. Das absolute Gewicht der atmosphärischen Luft ist entweder durch direkte Wägung, oder durch Rechnung auf Grund anderer Beobachtungen zu bestimmen. Da das spec. Gewicht des Stickstoffs, unter der Voraussetzung, dass atmosphärische Luft = 1 ist, 0,969 beträgt, und ein Kubikdecimeter Stickstoff 1,2544 Gramm wiegt, so ergiebt die Proportion 0,969 : 1 = 1,2544 : x, als Gewicht für 1 Kubikdecimeter atmosphär. Luft 1,29 Gramme.

76. Der **Kohlenstoff**, Carbonicum, ist ein permanent starrer Körper, und unlöslich in jedem Lösungsmittel. Bei gewöhnlicher Temperatur zeigt er keine Verwandtschaft zum Sauerstoff, desto grössere aber in der Glühhitze, wo er den meisten Sauerstoffverbindungen den Sauerstoff entzieht, und sich auch mit dem freien Sauerstoff, auch mit demjenigen, der ein wesentlicher Bestandtheil der atmosphärischen Luft ist, verbindet; er bildet mit dem Sauerstoff zwei gasförmige Verbindungen, Kohlensäure und Kohlenoxydgas, von denen das letztere häufig fälschlich Kohlengas genannt wird. Eigentliches Kohlengas, d. h. Kohlenstoff im gasförmigen Zustande, existirt nicht, man nimmt aber an, dass derselbe in den gasförmigen Verbindungen in diesem Zustande enthalten ist. — Dass der Kohlenstoff in mehreren Modificationen oder sogenannten allotropischen Zuständen existirt, ist schon in § 14 und 44, als die polymorphen und amorphen Stoffe behandelt wurden, erwähnt worden. Diese Zustände sind die beiden krystallinischen — Diamant und Graphit — und die amorphe Kohle, welche in allen ihren mannigfachen Abänderungen dem organischen Naturreiche zu entstammen scheint.

Der Diamant findet sich in der Natur in verschiedenen Krystallen des regulären Systems mit Durchgängen, parallel den Octaëderflächen; sein Bruch ist muschlig; er ist spröde und besitzt den höchsten Härtegrad (vielleicht nur von Bor übertroffen), nach der Härteskala 10. Er ist im reinen Zustande farblos und vollkommen durchsichtig, doch auch durch Beimischung von geringen Mengen fremder Stoffe gefärbt, weiss, grau, braun, doch auch grün, gelb, roth und blau, selten schwarz, und daher nicht immer vollkommen

durchsichtig; er besitzt den eigenthümlichen, nach ihm genannten Diamantglanz, sehr starke Lichtbrechung und ein spec. Gewicht von 3,5 bis 3,6. In Sauerstoffgas geglüht, verbrennt der Diamant und verbindet sich mit demselben zu Kohlensäure; wenn dieses Gas mit Kalium oder Natrium erhitzt wird, so entzieht das letztere der Kohlensäure den Sauerstoff, und der Kohlenstoff bleibt als amorphe, fein vertheilte Kohle, Russ, zurück. Dasselbe Verhalten zeigen auch die übrigen Modificationen des Kohlenstoffs, und dies ist eben ein Beweis für ihre gleiche chemische Qualität. In sehr hoher Temperatur verwandelt sich der Diamant in eine dunkelgraue, den Cokes ähnliche, metallisch glänzende, zerreibliche Masse. Der Diamant findet sich selten, vorzugsweise in Brasilien, Ostindien und Borneo, und zwar zum Theil eingewachsen in älteren Gebirgsarten, oder im Alluvium, welches demselben Gebirge entstammt. Als Edelstein hat der Diamant von allen Mineralien den höchsten Werth und zwar steigt der Werth mit dem Volumen in bedeutendem Verhältniss. Die kleineren Diamanten werden namentlich zum Glasschneiden, sowie zur Bearbeitung harter Steine und als Pulver als Schleifmaterial für Edelsteine und auch für Diamant selbst benutzt. — Die künstliche Darstellung von Diamant ist bis jetzt noch nicht gelungen.

Der Graphit oder das Reissblei, die zweite krystallinische Modification des Kohlenstoffs, weicht in seinen Eigenschaften wesentlich von denen des Diamants ab. Er krystallisirt in hexagonalen Tafeln und kurzen Prismen, welche nach der Basis vollkommen spaltbar sind, doch gewöhnlich findet er sich derb, blättrig, strahlig, schuppig bis dicht; er ist sehr mild, in dünnen Blättern biegsam, fettig anzufühlen; seine Härte ist höchst gering, oft unter 1; sein spec. Gewicht 1,9 bis 2,2. Er besitzt eine eisenschwarze Farbe, ist metallglänzend und völlig undurchsichtig, färbt ab mit grauem Strich, daher seine Anwendung zu Bleistiften; er ist ein guter Leiter der Elektricität, während diese Eigenschaft dem Diamant abgeht. Der Graphit findet sich in der Natur im Ur- und Uebergangsgebirge, namentlich in Borrowdale in Schottland, Wunsiedel und Passau, und an verschiedenen anderen Orten. Er findet Anwendung wegen seiner abfärbenden Eigenschaft zur Anfertigung von Bleistiften, wegen seines metallischen Glanzes als Anstrich für Metalle, namentlich Eisen, wegen seiner Unschmelzbarkeit zu feuerfesten Tiegeln (Passauer oder Graphit-Tiegel), wegen seiner Milde als Schmiermittel zur Verminderung der Reibung an Maschinen, endlich wegen seiner Eigenschaft, die Elektricität gut zu leiten, zu galvanischen Zersetzungen, namentlich galvanoplastischen

Zwecken. Der Graphit lässt sich künstlich darstellen, indem man gewöhnliche Holzkohle mit Eisen schmilzt; worauf beim Erkalten sich ein Theil des Kohlenstoffs als Graphit in Blättern ausscheidet.

Der amorphe Kohlenstoff oder die Kohle verdankt ihren Ursprung der Zersetzung organischer Substanzen, welche, wie schon früher erwähnt, ohne Ausnahme Kohlenstoff enthalten. Die meisten organischen Stoffe zersetzen sich, wenn sie bei gehemmtem Luftzutritt erhitzt werden, in verschiedene gasförmige Substanzen und zurückbleibende Kohle. Diese Kohle ist nach Beschaffenheit der organischen Substanzen, aus welchen sie sich ausscheidet, von sehr verschiedenen Eigenschaften. Diejenige Kohle, welche sich aus Gasen ausscheidet, z. B. beim Erhitzen von Kohlensäure mit Kalium, oder von Kohlenwasserstoff erscheint als ein feines schwarzes Pulver, welches im gemeinen Leben den Namen Russ führt. Auch alle übrigen Kohlensorten sind schwarz und undurchsichtig. Die Holzkohle ist porös, zeigt noch die fasrige Struktur des Holzes mit den Jahresringen, und ist weich und zerreiblich; die gewöhnliche Holzkohle enthält noch eine mehr oder weniger geringe Menge von Wasserstoff und 1 bis 4 Procent Asche, welche von den anorganischen Bestandtheilen der Pflanze herrührt. Dagegen scheidet sich beim Erhitzen von Zucker, oder anderen Substanzen, die bei der Zersetzung schmelzen, eine grossblasige, sonst aber dichte und metallisch glänzende Kohle aus. Die Thierkohle, welche durch Erhitzen von Blut oder anderen thierischen Substanzen erhalten wird, hat ebenfalls ein geschmolzenes Ansehen, ist stark glänzend und schwerer verbrennlich als Holzkohle. Die durch Erhitzen von Knochen dargestellte Kohle, oder das sogenannte Beinschwarz, ist poröser, da die Kohlentheilchen durch die anorganischen Bestandtheile der Knochen von einander getrennt werden. Die Cokes, d. h. Kohle, welche durch Destillation von Steinkohle erhalten wird, sind ziemlich hart, schwammig und von geflossenem Ansehen; die Härte ist viel bedeutender als die der Holzkohle. — Die porösen Pflanzen- und Thierkohlen besitzen in Folge ihrer Porosität eine merkwürdige Eigenschaft, welche den dichteren Varietäten abgeht; diese ist das Vermögen, verschiedene Stoffe mechanisch anzuziehen und auch wohl innerhalb ihrer Poren zu verdichten. Wird fein gepulverte Kohle längere Zeit namentlich mit Farbstoffen, organischen Basen, flüchtigen Oelen in Berührung gelassen, so zieht sie dieselben an; daher kann man Tinte, Kaffee, Bier durch Kohle ihrer Farbe und anderer organischer Bestandtheile berauben. Anwendung im Grossen findet die Kohle auf Grund dieser Eigenschaft bei der

Raffinerie des Zuckers und der Reinigung des Alkohols von Fuselöl. Ferner zieht die feinvertheilte Kohle Gase in grosser Menge an und verdichtet sie in bedeutendem Maasse; so nimmt gut ausgeglühte Holzkohle 30 Volumen Kohlensäure und 90 Volumen Ammoniak auf; sie wird daher angewandt, um Luft von anderen gasförmigen Substanzen zu reinigen oder dieselbe zu desinficiren. Durch Glühen erhält die gebrauchte Kohle ihre Eigenschaft wieder. — Auch der in der Natur als Mineral vorkommende Anthracit, sowie die Stein- und Braunkohle entstammen dem Pflanzenreiche verschiedener Perioden der Erdbildung und sind der organischen Kohle oder dem amorphen Kohlenstoff zuzuzählen. Der Anthracit oder die Kohlenblende findet sich derb, seltener in stängeligen Formen, oder als Ueberzug und pulveriger Beschlag; der Bruch ist muschlig; er ist spröde, von geringer Härte, 2 bis 3, und einem spec. Gewicht von 1,4 bis 1,7, von schwarzer Farbe, graulichschwarzem Striche, starkem und metallartigem Glanze und vollständiger Undurchsichtigkeit. Der Anthracit enthält mehr als 90, bisweilen gegen 98 Procent Kohlenstoff, dabei geringe Mengen Sauerstoff und Wasserstoff und Beimengungen von Kieselerde, Thonerde und Eisenoxyd. Er ist als Pflanzensubstanz aufzufassen, welche ihren Wasserstoff- und Sauerstoffgehalt fast ganz verloren hat. Er findet sich in den Uebergangs- und älteren Flötzgebirgen in Nestern, Stöcken und Lagern und wird als Feuerungsmaterial benutzt. — Die Steinkohle oder Schwarzkohle findet sich in mehr oder weniger mächtigen, oft weit ausgedehnten Lagern, den sogenannten Kohlenflötzen, oft von Pflanzengestalt, und ohne allen Zweifel theils unmittelbar aus Pflanzen, theils aus Pflanzenerde entstanden. Sie ist dicht, schiefrig oder fasrig, oft stänglig abgesondert; Bruch muschlig bis uneben; wenig spröde oder mild; die Härte ist ungefähr 2, das spec. Gewicht 1,2 bis 1,5; die Farbe ist schwarz in verschiedenen Nüancen, der Strich bräunlich bis gräulich schwarz; sie besitzt Glas- oder Fettglanz, die faserige Seidenglanz. In Betreff der chemischen Zusammensetzung ist sie wesentlich Kohlenstoff, 74 bis 96 Procent, doch oft mit beträchtlichem Gehalte von erdigen Substanzen, Metalloxyden und Schwefelmetallen, Sauerstoff und $^1/_2$ bis 5 Procent Wasserstoff. Sie verbrennt leicht mit starker Flamme. Man unterscheidet sie als Backkohle, Sinterkohle, Sandkohle, nach anderen Eigenschaften als Glanz- oder Pechkohle, Kännelkohle, Blätterkohle u. a. m. In Europa findet sie sich namentlich in England, am Rhein und an der Ruhr, in Schlesien und in Sachsen. Die Steinkohle findet namentlich theils in unver-

ändertem Zustande, theils in verändertem als Rückstand der Destillation (Cokes) als Brennmaterial und als Reductionsmittel für Metalloxyde, z. B. im Hohofenprozesse für Eisenoxyd, ausserdem noch zur Darstellung des Leuchtgases vielfache Anwendung. — Die Braunkohle, in einer jüngeren Periode der Erdbildung aus Pflanzensubstanzen entstanden, besitzt zum Theil noch die äussere Gestalt und innere Structur von Baumstämmen, zum grossen Theil aber ist sie derb und erdig; ihr Bruch ist muschlig, holzartig oder uneben, die Farbe holzbraun bis pechschwarz, der Glanz meist gering; das spec. Gewicht 1,2 bis 1,4. In chemischer Hinsicht ist sie der Steinkohle ähnlich, doch enthält sie mehr Wasserstoff und Sauerstoff; die wichtigsten Varietäten sind die muschlige, die erdige, holzige Braunkohle und die Papierkohle. Sie verbrennt leicht mit stinkendem Geruch. Sie ist ziemlich verbreitet, in Norddeutschland namentlich an der Saale bei Weissenfels und Halle. — Andere in der Natur im Mineralreiche vorkommende, zum grossen Theil aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehende Substanzen, als Bernstein, Asphalt, Erdöl, Honigstein u. s. w. sind den im jetzigen Pflanzenreiche vorkommenden Stoffen, wie z. B. den Harzen, so ähnlich, dass sie besser den organischen Körpern zuzuzählen sind. — Der Kohlenstoff ist ein wesentlicher Bestandtheil aller organischen Körper; nächst dem Kohlenstoff sind Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff in den organischen Stoffen besonders häufige Bestandtheile.

Das Bor, bis jetzt ebenso wie der Kohlenstoff nur im starren Aggregatzustande bekannt, ist in zwei ganz verschiedenen allotropischen Zuständen dargestellt, als krystallisirtes und als amorphes Bor. Das krystallisirte Bor kommt dem Diamant in seinen Eigenschaften sehr nahe, indem es eine fast ebenso grosse Härte, bedeutenden Glanz, Durchsichtigkeit, sehr starkes Lichtbrechungsvermögen besitzt, und auch nur in sehr hoher Temperatur mit Sauerstoffgas sich verbindet; es krystallisirt im quadratischen System. Dagegen ist das amorphe Bor ein braunes Pulver, welches ähnlich wie amorpher Kohlenstoff an der Luft leicht verbrennt. Diese Modification ist im Jahre 1807, das krystallinische 1856 zuerst dargestellt.

Das Silicium ist nicht permanent fest, sondern schmilzt in den stärksten Hitzegraden. Es ist ähnlich wie Bor und Kohlenstoff in verschiedenen allotropischen Zuständen bekannt: 1) als krystallisirtes Silicium, welches vollkommen undurchsichtige, grauschwarze Krystalle bildet, welche härter als Glas sind, die Electricität gut leiten, sich auch

in der stärksten Hitze nicht mit Sauerstoff verbinden, aber darin schmelzen; 2) das amorphe Silicium dagegen ist ein dunkelbraunes feines Pulver, welches die Elektricität nicht leitet, und sich mit dem Sauerstoff der atmosphärischen Luft zu weisser Kieselsäure verbindet.

77. Der Schwefel, (Sulfur) kann alle drei Aggregatzustände annehmen. Bei gewöhnlicher Temperatur ist er fest. Er ist unlöslich in Wasser, geschmacklos und fast geruchlos, leitet die Elektricität nicht, wird aber durch Reiben stark negativ elektrisch, und leitet auch die Wärme nur sehr wenig. Er schmilzt bei 111° zu einer hellgelben dünnen Flüssigkeit, bei 160° wird die Flüssigkeit zäher, und ist bei 250° dunkelbraun, ganz zäh, kaum noch flüssig; bei 440° verwandelt er sich, nachdem er vorher braun und dünnflüssig geworden ist, in ein braungelbes Gas, dessen Volumengewicht bei dieser Temperatur 96 (Wasserstoff = 1) ist, oder da das Volumengewicht von Sauerstoff = 16 ist, 6 mal so gross als dieses letztere ist; dagegen nimmt das Volumengewicht bei stärkerem Erhitzen ab, bis es bei 800° 32 beträgt (Wasserstoff = 1) und also 2 mal so schwer als Sauerstoff ist. An der Luft erhitzt entzündet sich der Schwefel bei 260° und verbrennt, indem er dabei soviel Sauerstoff aufnimmt, als er selbst wiegt, unter Erscheinung einer blauen Flamme zu einem farblosen Gase mit erstickendem Geruch. Die Flamme ist matt und schwach leuchtend, weil in derselben keine festen Theilchen enthalten sind; denn sowohl der verbrennende Schwefel selbst, als auch das hinzutretende Sauerstoffgas und das Verbrennungsproduct sind bei der Temperatur der Flamme Gase. — Der Schwefel ist in mehreren allotropischen Zuständen bekannt, von denen zwei deutlich krystallinisch sind; er ist also zugleich dimorph und amorph. Diese drei Modificationen sind der rhombische, monokline und der amorphe Schwefel.

a) Der rhombische Schwefel findet sich in der Natur namentlich in rhombischen Pyramiden mit Durchgängen parallel der Basis und den Flächen des rhombischen Prismas, doch nur unvollkommen; doch findet er sich auch kugelig, derb und als Mehlschwefel. Seine Härte ist ungefähr 2, das spec. Gewicht 1,9 bis 2,1; die Farbe ist rein gelb bis honiggelb und gelblichbraun; der Glanz ist Fettglanz, der Grad der Durchsichtigkeit verschieden, von vollkommen durchsichtig bis durchscheinend. Dieser gediegene Schwefel findet sich im Mineralreiche vorzugsweise im Flötzgebirge und in der Nähe von Vulkanen, namentlich in Italien, Sicilien, Polen und Kroatien. Der rhombische Schwefel kann auch künstlich in Krystallen dargestellt

werden, indem man die andere krystallinische Modification in Schwefelkohlenstoff auflöst und bei gewöhnlicher Temperatur die lösende Flüssigkeit verdampft. Die natürlichen Schwefelkrystalle sowohl als auch die auf die zuletzt genannte Weise dargestellten Krystalle halten sich unverändert bei gewöhnlicher Temperatur und behalten namentlich ihre Durchsichtigkeit, was bei den anderen Modificationen nicht der Fall ist. — b) Der monokline oder prismatische Schwefel ist eine Modification, welche sich nicht in der Natur findet, dagegen sich aus dem natürlichen bildet, wenn derselbe geschmolzen und durch Abkühlen in den starren Aggregatzustand übergeführt wird. Man erhält die Krystalle ziemlich gross, wenn man Schwefel schmilzt und nachdem die Oberfläche erstarrt ist, diese durchstösst und den noch flüssigen Schwefel ausgiesst; man findet sodann in dem Gefässe eine grosse Zahl deutlicher und grosser Krystalle. Diese Krystalle sind im Anfange ebenfalls durchsichtig und besitzen starken Glanz; haben sie aber eine Zeit lang bei gewöhnlicher Temperatur existirt, so werden sie, indem die Theilchen sich nach den Krystallformen der ersten Modification umändern, trüb und verlieren ihren Glanz; hieraus geht hervor, dass der durch Schmelzen erhaltene Schwefel, wozu aller Stangenschwefel gehört, eigentlich den Charakter seiner Modification bei gewöhnlicher Temperatur nicht festhalten kann. — c) Der amorphe Schwefel ist schon § 14 behandelt worden; er löst sich nicht in Schwefelkohlenstoff. — Der Schwefel wird vorzugsweise angewandt zur Darstellung der sogenannten englischen Schwefelsäure, des Schiesspulvers, der Zündhölzer und Schwefelfäden, sowie zum Bleichen, als Arzneimittel u. s. w.

Das Selen findet sich nicht frei in der Natur. Es ist bei gewöhnlicher Temperatur fest, bei 217° schmilzt es und verwandelt sich bei 700° in dunkelgelbe Dämpfe. An der Luft erhitzt verbrennt es mit blaurother Flamme. Das Selen existirt wie der Schwefel in mehreren allotropischen Modificationen. Sein spec. Gew. (Wasser = 1) ist 4,3 bis 4,8.

Das Tellur findet sich höchst selten gediegen in der Natur. Es ist im Aeusseren den Metallen höchst ähnlich, schliesst sich aber in Bezug auf sein chemisches Verhalten mehr an den Schwefel an. Es besitzt eine bläulichweisse Farbe, vollkommenen Metallglanz, und ein spec. Gew. 6,183 (Wasser = 1); es schmilzt in dunkler Rothglühhitze und verdampft in höheren Hitzegraden. An der Luft erhitzt verbindet er sich mit Sauerstoff.

78. Das **Chlor** ist bei gewöhnlicher Temperatur ein Gas, welches bis —40° abgekühlt, oder bei gewöhnlicher Temperatur einem Drucke von 4 Atmosphären ausgesetzt, sich zu einer dunkelgelben Flüssigkeit von 1,38 spec. Gewicht verdichtet; doch ist es nicht gelungen die Flüssigkeit zum Erstarren zu bringen. Das Chlorgas besitzt eine gelblichgrüne Farbe und einen durchdringenden erstickenden Geruch. Das Volumengewicht des Gases (Wasserstoff = 1), ist 35,5, und ist daher ungefähr $2^1/_2$ mal schwerer als atmosphärische Luft. Es löst sich in Wasser auf, und zwar nimmt das Wasser von 11° nahezu 3 Volumen Chlorgas auf; die Löslichkeit des Wassers gegen Chlor nimmt mit Erhöhung der Temperatur ab. In niederer Temperatur bildet Chlor mit Wasser einen krystallinischen Körper. Das Chlor findet namentlich Anwendung als Bleichmittel und zur Desinfection der Luft. Es ist namentlich mit dem Metall Natrium im Steinsalz oder Kochsalz enthalten, aus dem es durch Zusatz von solchen Stoffen, welche grosse Affinität zum Natrium haben, dargestellt werden kann. Das Chlor wurde 1774 von Scheele entdeckt, aber erst 1809 als einfacher Stoff nachgewiesen.

Das **Brom** findet sich ebenfalls nicht frei in der Natur vor. Künstlich aus seinen Verbindungen ausgeschieden ist es bei gewöhnlicher Temperatur eine tief rothbraune Flüssigkeit von unangenehmem chlorähnlichem Geruch und scharfem Geschmack; das spec. Gewicht dieser Flüssigkeit ist (Wasser = 1) bei 0° 3,1872. Bei —7,3° C. erstarrt das flüssige Brom zu einer dunkelbleigrauen, metallglänzenden, blättrig krystallinischen Masse. Bei 63° siedet das Brom, wobei es sich in einen gelbrothen Dampf verwandelt, dessen Volumengewicht (Wasserstoff = 1) 80, also 5 mal so gross als das des Sauerstoffs ist. Auch bei gewöhnlicher Temperatur verflüchtigt sich das Brom sehr schnell.

Das **Jod**, welches sich nicht frei in der Natur findet, ist bei gewöhnlicher Temperatur fest, von grauschwarzer Farbe, undurchsichtig, metallglänzend, krystallisirt im rhombischen Systeme, bisweilen Rhombenpyramiden, meist aber Blätter bildend. Es ist sehr weich, leicht zerreiblich und von chlorähnlichem Geruch. Das spec. Gew. des festen Jods ist (Wasser = 1) 4,95. Das feste Jod verdampft schon bei gewöhnlicher Temperatur. Bei 107° schmilzt es und siedet bei 180°, indem es sich in einen violetten Dampf verwandelt, der beim Abkühlen sich zu Krystallen verdichtet. Das Volumengewicht des Dampfes ist (Wasserstoff = 1) 127, also nahezu 8 mal grösser als das des Sauerstoffs. Das Jod kommt in der Natur besonders im

Seewasser an Metalle, namentlich Natrium, Magnesium und Kalium, gebunden vor.

Das Fluor kommt nicht frei in der Natur vor, aber ziemlich häufig in Verbindungen mit Calcium, Aluminium und Silicium. Die Versuche, das Fluor in freiem Zustande darzustellen, sind misslungen, da es auf das Material der Gefässe sehr kräftig einwirkt. Seine Eigenschaften sind daher kaum bekannt.

79. Der Phosphor findet sich nicht frei in der Natur, aber die Verbindungen mit anderen Stoffen sind häufig; namentlich ist er in den Knochen enthalten. Er hat drei allotropische Zustände, von denen man häufig den einen amorphen Phosphor nennt, aber mit Unrecht, da diese Modification ebenfalls krystallinische Formen annimmt. Die drei Modificationen sind daher besser als gewöhnlicher, rother und schwarzer Phosphor zu unterscheiden. 1) Der gewöhnliche Phosphor ist bei gewöhnlicher Temperatur ein wachsähnlicher Körper, welcher auch wie dieses bei mittlerer Temperatur weich und leicht zerschneidbar ist, aber bei 34^0 und in der Kälte ist er spröde. Das spec. Gewicht des gewöhnlichen Phosphors (Wasser = 1) im starren Zustande ist 1,826. Bei 44^0 schmilzt er unter Wasser zu einer farblosen Flüssigkeit, die beim Abkühlen (bei vollkommener Ruhe erst durch Erschütterung) wieder zu gewöhnlichem Phosphor erstarrt. Wird er bei Luftabschluss bis 290^0 erhitzt, so verwandelt er sich in einen farblosen Dampf, dessen Volumengewicht (Wasserstoff = 1) 62 ist. Der gewöhnliche Phosphor hat schon bei niederen Temperaturen grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff, und wird er bis 60^0 auf irgend eine Weise, also z. B. auch durch Reiben erwärmt, so verbindet er sich unter lebhafter Feuererscheinung mit Sauerstoff; der dabei erscheinende weisse Rauch, eine Verbindung von Phosphor mit Sauerstoff, bewirkt wie alle glühenden, festen Körper, das lebhafte Leuchten der Flamme. Er löst sich nicht in Wasser, schwierig in Alkohol, Aether, fetten und ätherischen Oelen, reichlich aber in Schwefelkohlenstoff; aus den Lösungen krystallisirt er in Rhombendodekaëdern beim Verdampfen des Lösungsmittels heraus; auch beim langsamen Abkühlen des geschmolzenen Phosphors kann man Krystalle erhalten. Die Krystalle sind vollkommen durchsichtig. Wenn Phosphor lange unter Wasser liegt, so bedeckt er sich mit einer weissen Schicht, die aus mikroskopischen Krystallen besteht. Wegen der leichten Entzündlichkeit muss Phosphor stets unter Wasser aufbewahrt werden; derselben Eigenschaft verdankt er auch seine Anwendung zu Zündhölzchen. — 2) Der rothe oder sogenannte

amorphe Phosphor bildet sich, wenn gewöhnlicher Phosphor längere Zeit dem Lichte unter Wasser ausgesetzt bleibt, oder wenn er längere Zeit in einem sauerstofffreien Gefässe bis 280^0, oder in einer vollkommen trockenen luftleeren zugeschmolzenen Röhre über seinen Siedepunkt (290^0) hinaus erhitzt wird. Diese Modification unterscheidet sich wesentlich vom gewöhnlichen Phosphor; sie ist ein tiefrothes Pulver, kann bis 250^0 erhitzt werden, ohne zu schmelzen, besitzt ein etwas höheres spec. Gewicht als der gewöhnliche Phosphor, eine geringere spec. Wärme, leuchtet nicht im Dunkeln, entzündet sich nicht durch Reiben, verändert sich auch bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft nicht, und entzündet sich erst, wenn er bis 200^0 an der Luft erhitzt wird. Dagegen entzündet er sich, wenn er mit gewissen Sauerstoffverbindungen zusammengerieben wird, mehr oder minder leicht. Er ist ferner unlöslich in Schwefelkohlenstoff und nicht giftig. Der rothe Phosphor erscheint krystallisirt in Rhomboëdern, wenn er entweder bei 360^0 in geschlossenen Röhren anhaltend erhitzt wird, oder in luftleeren Röhren mit Blei zusammen geschmolzen wird, welches ihn aufnimmt und beim Erkalten zum Theil wieder ausscheidet. Durch längeres Erhitzen bei einer Temperatur von 260^0 geht der rothe Phosphor in gewöhnlichen über. 3) Der schwarze Phosphor ist nur wenig bekannt, und seine Entstehungsweise durch plötzliche Abkühlung oder durch Einwirkung von Licht noch nicht gehörig in ihren Bedingungen festgestellt.

Das Arsen, ein einfacher Stoff, welcher von verschiedenen Chemikern wegen seiner äusseren Eigenschaften zu den Metallen gerechnet wird, findet sich in der Natur selten in rhomboëdrischen Krystallen, häufig feinkörnig oder dicht in traubenförmigen Aggregaten, oder auch derb. Seine Spaltungsflächen sind vollkommen deutlich nach der Basis der Hexagonpyramiden, unvollkommen nach Rhomboëderflächen. Es ist spröde, von einer Härte von 3,5 und einem spec. Gew. (Wasser = 1) von 5,7; besitzt Metallglanz, und eine weisslich bleigraue Farbe, und ist ein guter Leiter der Elektricität. Unter Abschluss von atmosphärischer Luft erhitzt beginnt es bei 180^0 sich zu verflüchtigen, ohne vorher zu schmelzen; vollständig sublimirt es erst bei 700^0. Wird es in einer verschlossenen Röhre, also unter verstärktem Drucke, bis zu dieser Temperatur erhitzt, so schmilzt es; es scheint also der Schmelzpunkt und der Siedepunkt nahe zusammenzufallen. Das Volumengewicht (Wasserstoff = 1) des Arsen-Dampfes ist 150; er ist also mehr als 9 mal so schwer als Sauerstoffgas. In Wasser ist das Arsen nicht löslich. Wird es an der Luft

über 180° erhitzt, so verbrennt es unter Erscheinung einer bläulich-weissen Flamme und Entwickelung eines weissen Rauches, welcher eine Verbindung von Arsen und Sauerstoff ist. Diese Verbindung ist der bekannte Arsenik oder Rattengift. Das Arsen unterscheidet sich von ähnlichen Stoffen, namentlich dem Antimon, dadurch, dass es beim Erhitzen einen knoblauchähnlichen Geruch verbreitet. Das Arsen wird namentlich zur Darstellung von Arsenik angewandt.

Das Antimon findet sich ebenfalls gediegen in der Natur. Es wird namentlich wegen seines starken metallischen Glanzes von vielen Chemikern zu den Metallen gerechnet. Es krystallisirt in Rhomboëdern, ist isomorph mit Arsen und zeigt sehr vollkommene Spaltungsflächen parallel der Basis der Hexagonpyramide und den Flächen eines Rhomboëders; es ist ziemlich mild, zerreibbar, von der Härte 3, und dem spec. Gewicht 6,6 bis 6,8; die Farbe ist bläulich weiss, die Leitungsfähigkeit für Wärme und Elektricität gering. Es schmilzt bei 450°, und verflüchtigt sich erst in sehr hoher Temperatur. An der Luft verändert es sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht, dagegen verbrennt es bis zu seinem Schmelzpunkte erhitzt, ohne dass das Erhitzen fortgesetzt zu werden braucht, unter Entwickelung eines weissen, geruchlosen Rauches.

II.

Verbindungen vom Typus Chlorwasserstoff H_nCl_n.

80. Diese Classe der Körper umfasst nach ihrer Constitution Verbindungen vom einfachen und verdichteten Typus Chlorwasserstoff, nach ihrer chemischen Qualität Säuren und Salze, und zwar diejenigen, welche man — im Gegensatz zu den Sauerstoffsäuren und Sauerstoffsalzen, Sulfosäuren und Sulfosalzen — mit dem Namen Haloïdsäuren und Haloïdsalze belegt hat. Beide letzteren haben das gemeinschaftliche Merkmal, dass sie Verbindungen der elektronegativen Salzbilder Chlor, Brom, Jod, Fluor und Cyan sind, und unterscheiden sich von einander dadurch, dass in den Säuren der elektropositivere Stoff Wasserstoff (auch wohl durch Silicium vertreten), in den Salzen ein Metall ist. Mit den entsprechenden Verbindungen des Sauerstoffs und des Schwefels stimmen sie wesentlich überein, insofern alle Säuren ohne Unterschied Wasserstoffverbindungen, und alle Salze ohne Unterschied Metallverbindungen sind, und dass Salze aus den Säuren durch Austausch von gleichwerthigen Atomen Wasserstoff und Metall

entstehen. Betrachtet man die Sauerstoffsäuren nach dem Typus Chlorwasserstoff gebildet, also als unmittelbare Verbindungen von Wasserstoff mit einem elektronegativeren Stoffe, und nennt man die Atomgruppe, welche nach Abzug des Wasserstoffs übrig bleibt, Säurerest, so unterscheiden sich die Haloïdsäuren von den Sauerstoffsäuren dadurch, dass bei ersteren der Säurerest ein sauerstofffreier, bei letzteren ein sauerstoffhaltiger Körper ist. Die Vergleichung der Constitution der Salzsäure (Chlorwasserstoff) mit der Salpetersäure wird in Bezug auf die Säuren dieses Verhältniss erläutern:

1 Molekül Chlorwasserstoff = H Cl
1 „ Salpetersäure = $H\ NO_3$;

ein entsprechendes Resultat giebt die Vergleichung eines Haloïdsalzes mit einem Sauerstoffsalze:

1 Molekül Chlornatrium = Na Cl
1 „ Natriumnitrat = $Na\ NO_3$.

Die Vergleichung der Säureformeln mit den Salzformeln giebt Aufschluss über das Hervorgehen der einen aus den anderen.

In Betreff der Namen der Haloïdsalze ist zu bemerken, dass man sie Chloride, Bromide u. s. w. nennt, sobald sie die einzige salzartige Verbindung eines Metalls mit einem Salzbilder darstellen, z. B. Natriumchlorid; wenn mehrere Verbindungen mit salzartigem Charakter existiren, so nennt man Chloride u. s. w. diejenigen Verbindungen, welche die relativ grössere Quantität des Salzbilders erhalten, also den Oxyden entsprechen; dagegen bezeichnet man mit dem Namen Chlorüre u. s. w. diejenigen salzartigen Verbindungen von Metallen mit Salzbildern, welche die kleinere Quantität des Salzbilders enthalten und also in Betreff der Constitution den Oxydulen entsprechen, z. B. $HgCl_2$ Quecksilberchlorid, Hg_2Cl_2 Quecksilberchlorür; doch bezeichnet man die erste Verbindung auch durch Mercurichlorid, während das Chlorür auch Mercurochlorid genannt wird.

Nach dem Grade der Verdichtung und dem Charakter als Säuren oder Salze lassen sich die diesem Typus angehörenden Stoffe in verschiedene Gruppen zusammenstellen.

1. Haloïdsäuren vom einfachen Typus Chlorwasserstoff.

81. Chlorwasserstoff oder Salzsäure HCl, Molekulargewicht 36,5; da das Molekul 2 Atome oder Volumen umfasst, so ist das Volumengewicht oder spec. Gewicht, d. h. das Gewicht von 1 Vol. (Wasserstoff = 1) = 18,25. Farbloses Gas von höchst stechendem Geruch,

welches sich durch einen Druck von 40 Atmosphären zu einer Flüssigkeit verdichten lässt. In feuchter Luft bildet das Chlorwasserstoffgas starke Nebel, indem es mit dem Wasser der Luft sich zu wässeriger Salzsäure vereinigt, welche bei gewöhnlicher Temperatur in flüssigem Zustande existirt. In Wasser löst sich das Chlorwasserstoffgas reichlich auf. 1 Volumen Wasser löst bei 0° unter gewöhnlichem Drucke 525 Volumen, bei 15° 455 Volumen, in hoher Temperatur verhältnissmässig weniger. Die bei gewöhnlicher Temperatur durch Einleiten von Chlorwasserstoff in Wasser entstandene Flüssigkeit führt im gewöhnlichen Leben den Namen Salzsäure, in der Wissenschaft den Namen Chlorwasserstoffsäure. Wird sie unter gewöhnlichem Luftdrucke erhitzt, so verliert sie mehr und mehr Chlorwasserstoff, bis sie bei ihrem Siedepunkte, 110°, nur noch 20 Proc. enthält; die bei 0° gesättigte Salzsäure enthält 45,15 Proc. Die Salzsäure wird als Nebenprodukt namentlich bei der Fabrikation der Soda mit Hülfe von Kochsalz und Schwefelsäure gewonnen. 1 Vol. Chlorgas und 1 Volumen Wasserstoffgas vereinigen sich im Dunkeln nicht, bei gewöhnlichem Tageslicht langsam, dagegen bei Einwirkung von directem Sonnenlicht, oder beim Erhitzen, oder durch den elektrischen Funken plötzlich zu 2 Volumen Chlorwasserstoff; es findet also bei der Verbindung keine Verdichtung statt.

Fluorwasserstoff, HFl, ist ein farbloses, zu einer Flüssigkeit condensirbares Gas von stark stechendem Geruch und sehr saurem Geschmack; ähnlich wie die Salzsäure bildet dieses Gas an der feuchten atmosphärischen Luft Nebel, und löst sich in Wasser reichlich zu einer sehr sauren Flüssigkeit auf. Diese Fluorwasserstoffsäure, gewöhnlich Flusssäure genannt, zersetzt sich mit Siliciumverbindungen leicht, und zersetzt daher Quarz und Glas sehr leicht; sie muss daher in Gefässen von Platin, Silber, Blei, Kautschuk oder Gutta-Percha aufbewahrt werden. Sie wird technisch zum Aetzen von Glas angewandt und zu diesem Zwecke durch Behandlung von Flussspath (daher der Name Flusssäure) mit Schwefelsäure dargestellt.

Cyanwasserstoff, $HCy = HCN$, bildet bei gehöriger Abkühlung eine farblose Flüssigkeit vom Geruch und Geschmack der bittern Mandeln, welche bei 26,5° siedet und bei 15° erstarrt. Sie löst sich reichlich in Wasser und führt in diesem Zustande den Namen Cyanwasserstoffsäure, gewöhnlich Blausäure. Letzteren Namen verdankt sie dem Umstande, dass sie unter gewissen Umständen sich mit Eisenverbindungen zersetzt und einen blauen Stoff, das sogenannte Berlinerblau liefert. Sie ist eines der heftigsten Gifte, welches schon in sehr

kleiner Menge auf irgend eine Weise dem menschlichen Körper zugeführt augenblicklich tödtet.

Den vorhergenannten Haloïdsäuren mehr oder minder ähnlich verhalten sich die Jod- und Bromwasserstoffsäure HI, HBr.

2. Haloïdsäuren vom mehrfachen Typus Chlorwasserstoff.

82. Der Kieselfluorwasserstoff $\left.\begin{matrix}H_2\\Si\end{matrix}\right\}Fl_6$ ist vom sechsfachen Typus Chlorwasserstoff und ist noch dadurch merkwürdig, dass 4 Atome Wasserstoff durch 1 Atom des vierwerthigen Siliciums vertreten sind. Er verhält sich wie eine Säure, da er nicht nur einen sauren Geschmack besitzt, sondern auch dadurch, dass der Wasserstoff durch ein Metall vertreten werden kann, wodurch sich die Kieselfluormetalle von salzartigem Charakter bilden. Die Kieselfluorwasserstoffsäure kann als Verbindung von 2 Molekülen Fluorwasserstoff mit einem Molekül Fluorsilicium ($SiFl_4$) betrachtet werden. Letzteres ist ein farbloses Gas, welches sich durch Druck und Kälte zu einer Flüssigkeit verdichten lässt. Kommt Fluorsilicium mit Wasser in Berührung, so bildet sich unter Abscheidung von Kieselsäure die Kieselfluorwasserstoffsäure nach der Zersetzungsgleichung

$$3SiFl_4 + 4H_2O = \left.\begin{matrix}H_4\\Si\end{matrix}\right\}O_4 + 2\left.\begin{matrix}H_2\\Si\end{matrix}\right\}Fl_6.$$

Die Abweichung von der Regel in Betreff der Constitution der Kieselfluorwasserstoffsäure fällt weg, wenn man sie, wie die übrigen Haloïdsäuren, im Besonderen wie die Cyanwasserstoffsäure, als eine Verbindung von Wasserstoff mit dem zusammengesetzten negativen Radikal $SiFl_6$ betrachtet. Dass $SiFl_6$ im freien Zustande nicht existirt, kann kein Einwand gegen diese Auffassung sein, da auch andere Radikale angenommen werden, welche in Wirklichkeit nicht dargestellt sind, z. B. Ammonium NH_4. Dieses hypothetische $SiFl_6$ muss zweiwerthig sein, weil von den 6 Verbindungseinheiten des Fl_6 durch das vierwerthige Si nur 4 gebunden sind.

3. Haloïdsalze vom einfachen Typus Chlorwasserstoff.

83. Die Gruppe umfasst die Haloïdsalze vom einfachen Typus Chlorwasserstoff, also die Verbindungen der Salzbilder mit den Metallen der Alkalien und des Silbers. Sie sind in Wasser leicht löslich; nur die Silberverbindungen sind unlöslich.

Natriumchlorid oder Chlornatrium, NaCl (Kochsalz), findet sich in der Natur theils fest als Steinsalz, theils in Wasser gelöst in Salzquellen und im Meerwasser, welches ungefähr 2,5 Proc. enthält. Es krystallisirt im regulären System, vornehmlich in Würfeln mit sehr deutlichen Durchgängen parallel den Würfelflächen; durchsichtig bis durchscheinend, vom spec. Gewicht 2. Die Krystalle enthalten häufig Wasser mechanisch eingeschlossen, in Folge dessen sie beim Erwärmen verknistern. In der Rothglühhitze schmilzt es und erstarrt beim Erkalten krystallinisch; in der Weissglühhitze ist es flüchtig. Es ist bei allen Temperaturen ziemlich gleich löslich, indem sich 1 Thl. in ungefähr 2,7 Thln. Wasser auflöst; die gesättigte Lösung hat bei gewöhnlicher Temperatur ein spec. Gew. von 1,2. — Man gewinnt das Kochsalz theils bergmännisch als Steinsalz in fester Form, oder indem man das Steinsalz durch künstlich in die Gruben geleitetes Wasser auflöst und durch Pumpen zu Tage fördert, oder aus natürlichen Salzquellen (Soolen), oder aus dem Meerwasser durch Verdampfung des Wassers. Das Abdampfen des Meerwassers geschieht an den Meeresküsten heisser Gegenden, in flachen Teichen durch die blosse Sonnenwärme; die Salzsoolen der Salinen werden durch Feuer bis zum Auskrystallisiren des Salzes abgedampft, nachdem sie in den meisten Fällen in den sogenannten Gradirwerken, wo sie veranlasst werden, durch übereinander geschichtete Dornbündel hindurchzutröpfeln und auf diesem Wege die schwer löslichen Bestandtheile, als z. B. Gyps an die Dornreisser und einen grossen Theil des Wassers an die Atmosphäre abzugeben, bis zu einem gewissen Grade concentrirt worden sind. Das auf die verschiedene Weise gewonnene Kochsalz wird namentlich als Gewürz für Menschen und Thiere, als Schutzmittel gegen Fäulniss des Fleisches und zum Zwecke der Industrie, ganz besonders zur Darstellung der Soda, angewandt.

Kaliumjodid, (Jodkalium) KI, bildet farblose oder weisse Krystalle des regulären Systems, die mit denen des Natriumchlorids isomorph sind.

Silberchlorid, (Chlorsilber) AgCl, findet sich in der Natur als Hornsilber in Krystallen des regulären Systems; es ist geschmeidig und biegsam, von 5,55 spec. Gew., grauweisser Farbe, durchscheinend, schmilzt bei 260° und verflüchtigt sich bei höherer Temperatur unzersetzt. In Wasser ist es vollkommen unlöslich, dagegen leicht löslich in Ammoniak. Künstlich dargestellt durch Zersetzung von Silbersalzen mit Chlorwasserstoffsäure oder Chlormetallen bildet es einen weissen käsigen Niederschlag, welcher beim Trocknen ein

weisses Pulver liefert. Das Erscheinen dieses Niederschlags dient zur Erkennung des Silbers in seinen gelösten Verbindungen, und zur Ausscheidung des Silbers aus Flüssigkeiten. Am Lichte zersetzt es sich, indem es zuerst violett, dann schwarz wird.

Kaliumcyanid, (Cyankalium) KCy = KCN krystallisirt im regulären System, ist sehr leicht löslich in Wasser und schmilzt sehr leicht; es ist ein sehr starkes Gift. Da es schon durch die Kohlensäure der Luft zersetzt wird, riecht es nach Blausäure.

Ammoniumchlorid, (Chlorammonium) AmCl = $(NH_4)Cl$, gewöhnlich Salmiak genannt. Es bildet Krystalle des regulären Systems oder eine faserige Masse vom specifischen Gewicht 1,5; es ist biegsam, zähe, ähnlich wie Horn zu schneiden, schwierig zu pulvern, verdampft nicht bei gewöhnlicher Temperatur, aber in der Hitze, ohne zu schmelzen; die Krystalle sind luftbeständig, der Geschmack scharf salzig. In Wasser ist es leicht löslich. Den Namen Salmiak, entstanden durch Zusammenziehung von Sal Ammoniacum, verdankt es dem Umstande, dass es früher aus Aegypten (Ammonien) bezogen wurde, wo es bei der Verbrennung von Kameelmist aus dem Russe gewonnen wurde.

4. Haloïdsalze vom zweifachen Typus Chlorwasserstoff.

84. Die Gruppe umfasst die Haloïdsalze von dem zweifachen Typus Chlorwasserstoff, indem die in demselben enthaltenen Metalle zweiwerthig sind. Sie sind durchschnittlich leicht löslich in Wasser; ausgenommen davon ist besonders das Bleichlorid, und andere Bleiverbindungen.

Calciumchlorid, (Chlorcalcium) $CaCl_2$, bildet wasserfrei eine weisse poröse oder nach dem Schmelzen eine durchscheinende, dichte, krystallinische Masse; es zieht begierig Feuchtigkeit aus der Luft an und zerfliesst damit; auf diese Eigenschaft gründet sich seine Anwendung zum Trocknen der Gase und zum Entwässern des Alkohols.

Baryumchlorid, (Chlorbaryum) $BaCl_2, 2H_2O$, krystallisirt in wasserhellen luftbeständigen Tafeln des rhombischen Systems; es ist in heissem Wasser löslicher als in kaltem.

Strontiumchlorid, (Chlorstrontium) $SrCl_2$, $6H_2O$, krystallisirt in langen sechsseitigen Nadeln, ist äusserst leicht löslich in Wasser; es färbt die Flamme der verbrennenden organischen Körper z. B. Alkohol roth.

Magnesiumchlorid, $MgCl_2$, sehr leicht löslich in Wasser, von scharf bitterem Geschmack, ist ein Bestandtheil des Meerwassers.

Manganchlorür oder Manganochlorid, $MnCl_2$ $4H_2O$, bildet rosenrothe Tafeln, welche an feuchter Luft zerfliessen.

Eisenchlorür oder Ferrochlorid, $FeCl_2$, $4H_2O$, von hellblauer Farbe, in feuchter Luft schnell zerfliessend.

Kupferchlorid oder Cuprichlorid, $CuCl_2$, $2H_2O$, blaugrüne krystallinische Salzmasse, die an feuchter Luft zu einer smaragdgrünen Flüssigkeit schmilzt; beim Erhitzen verliert dies Salz, wie die übrigen, sein Krystallwasser und verwandelt sich in eine braune Masse.

Zinnchlorür, $SnCl_2$, $2H_2O$ (wo das sonst vierwerthige Zinn zweiwerthig ist), bildet farblose Krystalle des monoklinen Systems.

Mercurichlorid, $HgCl_2$ (Sublimat), bildet farblose Krystalle des rhombischen Systems, welche beim Erwärmen schmelzen und verdampfen; in Wasser ist es leicht löslich.

Bleichlorid, $PbCl_2$ (Hornblei), ist ein krystallinisch blätteriger, noch unter der Glühhitze schmelzender Körper, welcher beim Abkühlen zu einer durchscheinenden, hornartigen Masse erstarrt. In Wasser, namentlich in kaltem, ist es schwer löslich, leichter in heisser Salzsäure.

Mercurijodid, HgI_2, ist dimorph: 1) von rother Farbe in Krystallen des quadratischen Systems, 2) von gelber Farbe in Krystallen des rhombischen Systems; beide lassen sich sublimiren und gehen leicht in einander über; unlöslich in Wasser.

Calciumfluorid, (Fluorcalcium) $CaFl_2$, findet sich in der Natur als Flussspath in Krystallen des regulären Systems, welche nach den Octaëderflächen leicht spaltbar sind, von der Härte 4, und specifischem Gewicht 3,15; schmilzt bei mässiger Glühhitze. Der Flussspath ist unlöslich in Wasser. Seine bunten Farben verdankt er Beimengungen von andern Fluormetallen.

Mercuricyanid, $HgCy_2 = Hg(CN)_2$, krystallisirt in wasserfreien, durchsichtigen farblosen Säulen, welche sich leicht in Wasser lösen; es ist höchst giftig.

Vom zweifachen Typus Chlorwasserstoff sind auch die diatomen Quecksilberverbindungen z. B. das Quecksilberchlorür oder Mercurochlorid $(Hg_2)Cl_2$ (Kalomel), in der Natur als Quecksilberhornerz, in Krystallen des quadratischen Systems, farblos, unlöslich in Wasser, sublimirt beim Erhitzen ohne zu schmelzen.

5. Haloïdsalze vom mehrfachen Typus Chlorwasserstoff.

85. Goldchlorid, $AuCl_3$ vom dreifachen Typus Chlorwasserstoff, ist ein dunkelrothes, krystallinisches Salz, welches sich in Wasser mit gelbrother Farbe löst und auch in Alkohol und Aether löslich ist.

Platinchlorid, $PtCl_4$ vom vierfachen Typus Chlorwasserstoff, ist eine braune zerfliessliche Salzmasse, welche in Wasser mit schön rothgelber Farbe löslich ist.

Eisenchlorid, $(Fe_2)Cl_6$, bildet im wasserfreien Zustande metallglänzende, eisenschwarze Tafeln, welche schon etwas über 100^0 sublimiren; es zerfliesst an der Luft und bildet mit verschiedenen Mengen Wasser Krystalle. Zu bemerken ist hierbei, dass das Atompaar (Fe_2) sechswerthig ist.

Kaliumplatinchlorid, $\left.\begin{matrix}K_2\\Pt\end{matrix}\right\}Cl_6$, ein in Wasser schwer lösliches citrongelbes krystallinisches Pulver — eine von den wenigen Kaliumverbindungen, welche in Wasser schwer löslich sind.

Ammoniumplatinchlorid, $\left.\begin{matrix}(NH_4)_2\\Pt\end{matrix}\right\}Cl_6$, dem vorigen Salze sehr ähnlich.

Natriumaluminiumfluorid, $\left.\begin{matrix}Na_6\\(Al_2)\end{matrix}\right\}Fl_{12}$, findet sich in der Natur als Kryolith in grosser Menge namentlich in Grönland in krystallinischen, im reinen Zustande farblosen durchscheinenden Massen, unlöslich in Wasser, leicht schmelzbar; es dient besonders zur Darstellung von Aluminium, Soda und Alaun.

An die letztgenannten Doppelsalze schliesst sich noch eine Gruppe von Stoffen an, in welchen Eisen und Cyan eine Rolle spielen; doch ist das Verhältniss, in welchem sie zu einander und zu den übrigen in den Verbindungen enthaltenen Stoffen stehen, ziemlich zweifelhaft. Da in diesen Verbindungen das Eisen nicht in derselben Weise zu erkennen ist, wie in den übrigen Verbindungen des Eisens z. B. im Eisenchlorid, so hat man die Vermuthung aufgestellt, dass das Eisen ein Bestandtheil von zusammengesetzten Radikalen ist. Diese Radikale nennt man Ferrocyan $FeCy_6$ und Ferricyan $(Fe_2)Cy_{12}$, ersteres ist vierwerthig, letzteres sechswerthig. Nach einer anderen Auffassung sind dieselben Verbindungen Doppelsalze bestehend aus Eisencyanür, Eisencyanid und anderen Cyanverbindungen. Die wichtigsten von diesen Stoffen sind:

Kaliumeisencyanür, $\left.\begin{matrix}K_4\\Fe\end{matrix}\right\}Cy_6, 3H_2O$, oder Kaliumferrocyanid, $K_4(FeCy_6), 3H_2O$; gewöhnlich gelbes Blutlaugensalz genannt, krystallisirt in grossen tafelförmigen Krystallen des quadratischen Systems; es ist leicht löslich in Wasser; beim Erhitzen bis 100° verliert es sein Krystallwasser, beim weitern Erhitzen bis zum Glühen zersetzt es sich. Den Namen Blutlaugensalz führt das Salz, weil es durch Glühen von Potasche mit Eisen und getrocknetem Blut oder andern stickstoffhaltigen organischen Substanzen dargestellt wird.

Kaliumeisencyanid, $\left.\begin{matrix}K_6\\(Fe_2)\end{matrix}\right\}Cy_{12}$, oder Kaliumferricyanid $K_6(Fe_2Cy_{12})$, gewöhnlich rothes Blutlaugensalz genannt, krystallisirt im rhombischen System; es löst sich leicht in Wasser.

Eisencyanürcyanid, $\left.\begin{matrix}Fe_3\\2(Fe_2)\end{matrix}\right\}Cy_{18} = (2Fe)\ (FeCy_6) + (Fe_2)\ (Fe_2Cy_{12})$, gewöhnlich Berlinerblau genannt, kann als eine Verbindung der beiden vorhergehenden Salze aufgefasst werden, mit der Abänderung, dass die 4 Atome des einwerthigen Kaliums durch 2 Atome des zweiwerthigen Eisens und die 6 Atome des einwerthigen Kaliums durch ein sechswerthiges Doppelatom Eisen vertreten sind. Die dunkelblaue Masse, welche muschligen Bruch und beim Streichen Kupferglanz zeigt, ist unlöslich in Wasser.

III.

Verbindungen vom Typus Wasser $H_{2n}O_n$.

86. Der Typus Wasser umfasst ausser dem Wasser vornehmlich die drei zu einander in enger Beziehung stehenden Classen von Sauerstoff- und Schwefelverbindungen: Säuren, Basen und Salze, welche man zur Unterscheidung von den Haloïdsäuren und Haloïdsalzen, durch Vorsetzung von „Sauerstoff-“ oder „Oxy-“ und „Sulfo-“ bezeichnet, z. B. Sauerstoffsäuren oder Oxysäuren u. s. w. Vorläufig von den Schwefelverbindungen abgesehen gelten für die Sauerstoffverbindungen nachstehende Definitionen;

Säuren sind Wasserstoffverbindungen, deren Wasserstoff zum Theil oder ganz durch elektropositive Radikale, im Besonderen durch Metalle, ersetzt werden kann;

z. B. $\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = H_2SO_4$ kann übergehen in $\left.\begin{matrix}K_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = K_2SO_4$, oder in $HKSO_4$.

Basen sind Verbindungen vom Typus Wasser, dessen Wasserstoff zur Hälfte durch ein elektropositives Radikal, im Besondern durch ein Metall ersetzt ist,

$$\text{z. B. } \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O = H_2O \text{ wird } \left.\begin{matrix}H\\K\end{matrix}\right\}O = HKO,$$

$$\text{oder } \left.\begin{matrix}H_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2 = H_4O_2 \text{ wird } \left.\begin{matrix}Ca\\H_2\end{matrix}\right\}O_2 = H_2CaO_2.$$

Salze sind Verbindungen von elektropositiven Radikalen mit einfachen oder zusammengesetzten elektronegativen Radikalen (Säureresten), z. B. $BaCl_2$; $Ba(SO_4)$; oder

Salze entstehen aus den Säuren, indem ihr Wasserstoff zum Theil oder ganz durch ein elektropositives Radikal ersetzt wird, z. B.

$$\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = H_2SO_4 \text{ wird } \left.\begin{matrix}K_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = K_2SO_4, \text{ oder HCl wird KCl; oder}$$

Salze entstehen durch Einwirkung von Säuren auf Basen unter Ausscheidung von Wasser, z. B.

$$HCl + HKO = KCl + H_2O;\ H_2SO_4 + H_2BaO_2 = 2H_2O + BaSO_4;$$
$$H_2SO_4 + 2HKO = 2H_2O + K_2SO_4.$$

Unter **Anhydriden der Säuren** versteht man Säuren, in welchen sämmtlicher Wasserstoff durch das elektronegative Radikal der Säure ersetzt ist, oder aus welchen sämmtlicher Wasserstoff mit der entsprechenden Menge Sauerstoff in der Form von Wasser ausgetreten ist, z. B.

$$\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = H_2SO_4 \text{ wird } \left.\begin{matrix}SO_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = 2SO_3; \text{ oder } \left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 - H_2O = SO_3.$$

Anhydride der Basen oder Oxyde sind Basen (Hydroxyde), in welchen sämmtlicher Wasserstoff durch das elektropositive Radikal der Basis ersetzt ist, oder aus welchen sämmtlicher Wasserstoff mit der entsprechenden Menge Sauerstoff in der Form von Wasser ausgetreten ist, z. B.

$$2HKO \quad - H_2O \quad = K_2O, \quad \text{oder } \left.\begin{matrix}H\\K\end{matrix}\right\}O \text{ wird } \left.\begin{matrix}K\\K\end{matrix}\right\}O = K_2O;$$

Kaliumhydroxyd — Wasser = Kaliumoxyd

$$H_2CaO_2 \quad - H_2O \quad = CaO, \text{ oder } \left.\begin{matrix}H_2\\Ca\end{matrix}\right\}O_2 \text{ wird } \left.\begin{matrix}Ca\\Ca\end{matrix}\right\}O_2 = 2CaO.$$

Calciumhydroxyd — Wasser = Calciumoxyd.

A. Sauerstoffverbindungen.

1. Wasser H_2O.

87. Das Wasser ist für den grossen Haushalt der Natur sowohl als auch für das Laboratorium des Chemikers der wichtigste Körper. Kein organisches Wesen kann ohne Wasser existiren; also ist es die Bedingung des Lebens; es nimmt nach Berghaus ungefähr $^7/_{10}$ der Erdoberfläche ein.

Die ungemeine Häufigkeit und die Unentbehrlichkeit für das Leben der Menschen, sowie die Mannigfaltigkeit der Verhältnisse des Vorkommens hat Veranlassung gegeben, dass die Sprache die drei verschiedenen Aggregatzustände des Wassers durch drei verschiedene Wörter bezeichnet. Auch ändert sich der Begriff desselben nach der geographischen Lage des Wohnplatzes: einem Eskimo erscheint das Wasser als Stein, als Gebirgsmasse, während Völkerschaften näher am Aequator vielleicht niemals das Wasser in starrem Zustande gesehen haben. In der Natur findet sich das Wasser als Meerwasser, Flusswasser und Wasser der Landseen, Brunnen- und Quellwasser und als Regenwasser im flüssigen Zustande, ausserdem findet es sich als Schnee, Reif, Hagel, entstanden aus Wasserdampf, und als Eis der Flüsse, Seen u. s. w. im starren Aggregatzustande, und in der Atmosphäre ist es als Wasserdampf in wechselnden Mengen enthalten. Das in der Natur vorkommende Wasser in allen drei Aggregatzuständen, namentlich aber im flüssigen, ist nicht chemisch rein, sondern enthält in mehr oder minder grossen Mengen Bestandtheile der Atmosphäre und der festen Erdrinde aufgelöst — abgesehen von denjenigen Substanzen, welche nur mechanisch damit gemengt sind, wie im Regenwasser Staub, und im Flusswasser die erdigen Substanzen der Ufer. Einen beträchtlichen Gehalt an Salzen und andern Stoffen haben von den Quellwassern die Mineralwässer und Salzsoolen und einige Wasser der Landseen.

Das Regenwasser, zugleich im starren Zustande als Schnee, Hagel und Reif, also das unmittelbar aus der Atmosphäre herabkommende Wasser, kann nur diejenigen Substanzen als Verunreinigungen enthalten, welche in der Atmosphäre nie fehlende oder zufällige Bestandtheile sind. Diese sind von den Gasarten Kohlensäure, Sauerstoff und Stickstoff; ferner enthält das Regenwasser kleine Mengen von Salpetersäure und salpetriger Säure zum Theil wohl an Ammoniak gebunden, ausserdem aber auch noch andere anorganische Salze und

Säuren, und wechselnde Mengen von organischen Substanzen, welche zum grössern Theil mit anorganischen Körpern gemengt den Staub der Atmosphäre bilden. Immerhin bilden die im Regenwasser enthaltenen fremden Stoffe so geringe Mengen, dass sie für den gewöhnlichen Gebrauch und auch in Bezug auf die meisten chemischen Prozesse von keinem Belang sind.

Die Brunnenwasser (mit vorläufigem Ausschluss der Mineralwasser und Salzsoolen) sind je nach der Gebirgsmasse, durch welche sie hindurchgehen mit verschiedenen Mengen fremdartiger Substanzen versetzt. Diejenigen, welche aus kalkfreiem Sandstein oder Granit hervorkommen, sind oft so rein, dass sie sogar in Laboratorien ohne Gefahr vor Verunreinigung zu den gewöhnlichen Zwecken benutzt werden können, während wieder andere, namentlich diejenigen, welche aus Kalk- und Gypsgebirgen hervorkommen, weder in Haushaltungen, noch zu technischen Zwecken Anwendung finden können. Von den Gasen ist besonders die Kohlensäure von Bedeutung, da sie die Carbonate von Magnesia, Kalk, Eisenoxydul und Manganoxydul löst. Ausserdem enthalten die Brunnenwasser meist kleine Mengen von Gyps, Magnesiumsulfat und verschiedenen Kalium- und Natriumverbindungen, auch wohl Ammoniakverbindungen, die wahrscheinlich von Zersetzung organischer Substanzen herrühren; salpetersaure und salpetrigsaure Salze fehlen namentlich in Brunnen nicht, in deren Nähe organische stickstoffhaltige Substanzen verwesen; noch viele andere Substanzen können bei sehr genauen Analysen in den verschiedenen Brunnenwässern aufgefunden werden. Die Gesammtmenge der in den Brunnenwässern aufgelösten festen Substanzen ist ungemein verschieden: von 0,05 Gramm bis 3 Gramm im Liter. Die Brunnenwasser gehen sowohl in Betreff der Quantität als auch der Qualität der fremden Bestandtheile in Mineralwasser über; eine bestimmte Grenze für diese beiden Begriffe lässt sich nicht feststellen.

Die Mineralwasser enthalten höchst verschiedene Mengen von gasförmigen Bestandtheilen; bei einigen ist diese Menge so bedeutend, dass sie dieselben nur in der Tiefe durch den darauf lastenden Druck zurückhalten können; die an Kohlensäure reichen Mineralwasser bezeichnet man mit dem Namen Säuerlinge. Schwefelwasserstoff kommt häufig, aber nur in geringen Mengen vor; trotzdem verdanken die Quellen diesem Gehalte ihren Namen Schwefelwasser wegen der hervortretenden Wirkungen dieses Gases in Bezug auf Gesundheit und Geschmack. Von den festen Bestandtheilen sind Natriumcarbonat, Eisencarbonat, Calciumcarbonat, Chlor-

magnesium, Chlornatrium, Magnesiumsulfat, Natriumsulfat die wichtigsten. Unter Salzsoolen versteht man solche Wasser, welche Chlornatrium in so bedeutender Menge enthalten, dass sie zur Gewinnung desselben benutzt werden.

Das Flusswasser enthält durchschnittlich dieselben Substanzen wie das Quellwasser, aber wegen längerer Berührung mit der atmosphärischen Luft hat es von der im Quellwasser enthaltenen Kohlensäure beträchtliche Quantitäten verloren, und in Folge dessen kann auch der Gehalt an kohlensauren Salzen, die ihre Löslichkeit der überschüssigen Kohlensäure verdanken, nicht beträchtlich sein. Das Flusswasser enthält selten mehr als 0,3 Gramm festen Rückstand vom Liter Wasser.

Das Wasser der Landseen ist von höchst mannigfacher Zusammensetzung; einige derselben enthalten einen sehr bedeutenden Salzgehalt, namentlich ist das Wasser des Todten Meeres in dieser Beziehung hervortretend, welches bis 25 Procent Salze, namentlich Chlornatrium und Chlormagnesium enthält.

Das Meerwasser enthält $3^2/_5$ bis 4 Procent Salze aufgelöst, welche dessen bittern Geschmack und die Untauglichkeit zum Trinken bestimmen. Die wesentlichsten festen Bestandtheile sind Chlornatrium, Chlormagnesium, Chlorcalcium und Natriumsulfat; das Verhältniss dieser Salze zu einander ist nicht überall gleich, namentlich haben auch die Bestandtheile der naheliegenden Küsten Einfluss auf die Zusammensetzung; auch ist in Meerestheilen, welche an mehreren Seiten von Land eingeschlossen werden, wie z. B. im Schwarzen Meere und in der Ostsee der Salzgehalt geringer als in offenen Meeren, wahrscheinlich wegen des fortwährenden Zuflusses von süssem Wasser aus Flüssen und Bächen. Ferner ist das Meer, jedenfalls in Folge der Verschiedenheit der Verdampfung, in der Gegend des Aequators salziger als an den Polen. Im Allgemeinen hat das Meerwasser in 100 Gewichtstheilen folgende Zusammensetzung: 2,5 Gewichtstheile Chlornatrium, 0,3 Chlormagnesium, 0,2 Magnesiumsulfat, 0,1 Chlorkalium, 0,1 Calciumsulfat, ausserdem noch sehr kleine Menge anderer Salze. Wegen des ziemlich bedeutenden Salzgehaltes ist das Meerwasser nicht trinkbar. Da es für längere Seereisen lästig ist grosse Mengen Trinkwasser mitzunehmen, und da dieses sehr häufig durch verschiedene Umstände zum Trinken untauglich wird oder gar ganz mangeln kann, so hat man sich vielfach mit der Aufgabe beschäftigt, das Seewasser in trinkbares Wasser zu verwandeln. Die Resultate dieser Bemühungen sind aber nur zum Theil als ein

Fortschritt zu betrachten; denn das Mittel der Destillation, welches allein noch einigen Werth hat, bedingt immer die Mitnahme einer bedeutenden Menge von Brennmaterial; auf Dampfschiffen würde das durch die Kessel producirte destillirte Wasser wenigstens zum Theil das Bedürfniss befriedigen.

In Betreff des Gebrauches in Gewerben und Haushaltungen unterscheidet man weiches und hartes Wasser. Dasjenige Wasser, welches keine Calciumsalze oder wenigstens nur in sehr geringer Menge enthält, welches Seife nicht zersetzt und in welchem Hülsenfrüchte sich leicht weich kochen, nennt man weiches Wasser. Das harte Wasser dagegen zeigt wegen des bedeutenden Gehalts an Salzen, namentlich an Kalksalzen ausser den vorher erwähnten Uebelständen auch den, dass es, wenn es zum Speisen der Dampfkessel benutzt wird, leicht Kesselstein ansetzt.

Um das Wasser von mechanisch beigemengten Stoffen, sowie von Farbstoffen und riechenden organischen Stoffen zu reinigen, kann man es durch Kohle und Sand filtriren, dagegen wird es durch das Filtriren nicht von den anorganischen aufgelösten Substanzen befreit.

Zur Gewinnung des reinen Wassers dient die Destillation; diese besteht darin, dass das gewöhnliche in der Natur vorkommende Wasser, z. B. Brunnenwasser, in der Blase oder dem Destillirkolben zum Sieden erhitzt, und der durch die Erhitzung gebildete Dampf vermittelst eines Rohres in dem Kühlapparate wieder zu flüssigem Wasser verdichtet wird. Bei der Destillation ist darauf zu achten, dass das destillirte Wasser sich nicht etwa durch Aufnahme von Substanzen aus dem Apparate verunreinige; so ist namentlich die Anwendung von Bleirohr zu vermeiden, da die innere Schicht desselben sich mit reinem Wasser und Sauerstoff der Luft zu Bleihydroxyd verbindet, wovon sich ein nicht unbedeutender Theil in dem destillirten Wasser auflöst.

Das reine Wasser ist bei gewöhnlicher Temperatur eine farblose (vielleicht schwach blaue) Flüssigkeit, ohne Geruch und Geschmack, welche bei allen Temperaturen, auch im gasförmigen Zustande, existiren kann und daher auch bei niederen Temperaturen verdunstet. Die Verdunstung geht um so schneller vor sich, je geringer der Druck und je höher die Temperatur ist. Bei 760 Millimeter Druck siedet das Wasser bei 100° C.; ist der Druck höher, so steigt der Siedepunkt, und ist der Druck geringer, so ist auch der Siedepunkt niedriger. Da nun der Druck mit der Erhebung vom

Meeresspiegel abnimmt, so ist auch der Siedepunkt des Wassers auf den Bergen tiefer als in der Tiefe. Auf dem Montblanc, wo der Druck nur noch 423,7 Millimeter ist, siedet das Wasser bei 84,4° C. Es ist daher unter gewöhnlichen Verhältnissen des Drucks auf hohen Bergen nicht möglich gewisse Speisen, die zu ihrer Garkochung einer höhern Temperatur bedürfen, in dem gehörigen Grade weich zu kochen, und man ist daher genöthigt, in diesem Falle den Druck durch künstliche Kochapparate (Papin'sche Töpfe) zu erhöhen.

In dem Verhältniss als das Wasser sich abkühlt, zieht es sich, wie andere Körper, zusammen; doch gehorcht es ausnahmsweise diesem Gesetze nur bis auf $+ 4^0$; bei diesem Temperaturgrade hat es die grösste Dichtigkeit erreicht; von hier an dehnt es sich beim weiteren Abkühlen aus, namentlich aber wenn es zu Eis erstarrt. Die Ausdehnung des Wassers beim Gefrieren ist die Veranlassung, dass Gefässe, welche mit Wasser gefüllt sind, beim Gefrieren desselben zerbersten. Das Eis oder auch der Schnee, welcher durch Erstarren von Wasserdampf oder kleinen in der Luft schwebenden Wassertröpfchen, Nebel, entsteht, krystallisirt im hexagonalen System.

Wenn Wasser bei 100^0 in Wasserdampf übergeht, so wird sein Volumen um das 1689fache vergrössert.

Da bei der Bildung von Wasser 2 Volumina Wasserstoff sich mit 1 Volumen Sauerstoff zu 2 Volumen Wasserdampf verdichten, so ist das Volumengewicht des Wasserdampfs unter der Voraussetzung dass das Volumengewicht des Wasserstoffs = 1 ist, und mit Berücksichtigung dass das Volumengewicht von Sauerstoff unter derselben Voraussetzung 16 ist, $= \frac{2 \times 1 + 16}{2} = 9$. Ein Kubikcentimeter Wasser von 4^0 wiegt 1 Gramm, also wiegen 1000 Kubikcentimeter Wasser (= 1 Liter) 1000 Gramm = 1 Kilogramm = 2 Pfund.

Für die Chemie ist das Wasser von grosser Bedeutung. Es ist weder eine Säure, noch eine Basis, seine Bestandtheile aber sind für die Constitution der Säuren und Basen von grosser Bedeutung. Nach der ältern Auffassung bestehen diejenigen Stoffe, welche die neuere Chemie Säuren und Basen nennt, aus Verbindungen des Wassers mit andern Stoffen und führen den Namen Hydrate.

Als Krystallwasser geht das Wasser nach bestimmten und einfachen Verhältnissen der Moleküle Verbindungen mit den mannigfachsten Stoffen ein und bedingt häufig das Auftreten derselben in Krystallformen.

Von grosser Wichtigkeit ist das Wasser ferner für die Chemie

als Lösungsmittel, insofern es starre und gasförmige Körper veranlasst den flüssigen Aggregatzustand anzunehmen. Die Mengen des Lösungswassers sind nicht nach Molekulargewichten bestimmt und sind in den meisten Fällen von der obwaltenden Temperatur abhängig. Durch Entfernung des Lösungswassers, oder durch Aenderung der Temperatur können die aufgelösten Stoffe aus der Lösung vollständig oder zum Theil ungeändert wieder ausgeschieden werden.

2. Sauerstoffsäuren und ihre Anhydride.

88. Sauerstoffsäuren vom einfachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$

Salpetersäure $\left.\begin{matrix}H\\NO_2\end{matrix}\right\}O = HNO_3$, eigentlich Stickstoffsäure, ist in reinem Zustande eine farblose Flüssigkeit vom spec. Gewicht 1,52; sie hat sehr sauren Geschmack und eigenthümlich sauren Geruch. Sie verdampft schon bei niederen Temperaturen und zwar raucht sie in feuchter Luft, da sie Wasser aufnimmt und damit eine Verbindung bildet, die weniger leicht flüchtig ist. Bei 86° siedet sie unter theilweiser Zersetzung, indem eine schwächere Säure zurückbleibt. Sie ist eine der stärkeren Säuren, zersetzt sich aber leicht durch Abgabe von Sauerstoff; schon bei Einwirkung des Lichtes zerlegt sie sich in Wasser, Sauerstoff und Untersalpetersäure (Stickstoffsuperoxyd NO_2), welches letztere die Säure braun färbt. Sie lässt sich in allen Verhältnissen mit Wasser mischen wodurch ihr Siedepunkt erhöht wird. Hat der Siedepunkt 123° erreicht, so bleibt er constant, und die Flüssigkeit hat jetzt die Zusammensetzung $2HNO_3 + 3H_2O$ vom spec. Gewicht 1,42. Salpetersäure von geringerem spec. Gewicht enthält mehr Wasser, und verliert beim Sieden so lange Wasser, bis sie die obige Zusammensetzung erreicht hat; dagegen verlieren Säuren von höherem spec. Gewicht beim Sieden Salpetersäure, bis sie ebenfalls von obiger Zusammensetzung sind. Die sogenannte rothe rauchende Salpetersäure ist eine Lösung von Stickstoffsuperoxyd (NO_2) in concentrirter Salpetersäure und besitzt ein spec. Gewicht von 1,552. — Die Salpetersäure verdankt ihren Namen der gewöhnlichen Darstellung aus Salpeter (KNO_3 oder $NaNO_3$); im gewöhnlichen Leben führt sie den Namen Scheidewasser, weil sie zur Scheidung des Goldes angewendet wird. Ein Gemisch von Sal-

petersäure und Salzsäure ($3HCl + HNO_3$), heisst **Königswasser**, weil es den König der Metalle, das Gold, auflöst.

Salpetersäureanhydrid $N_2O_5 = \left.\begin{matrix}NO_2\\NO_2\end{matrix}\right\} O = 2HNO_3 - H_2O$ bildet bei gewöhnlicher Temperatur durchsichtige farblose Krystalle des rhombischen Systems, welche schon bei 30° C. schmelzen, und bei weiterem Erhitzen bis 50° unter theilweiser Zersetzung sieden. In Wasser ist das Anhydrid unter Erwärmung zu gewöhnlicher Salpetersäure löslich.

Chlorsäure $\left.\begin{matrix}H\\ClO_2\end{matrix}\right\} O = HClO_3$ ist eine farblose syrupartige Flüssigkeit, die sich beim Erwärmen sehr leicht zersetzt, ebenso bei der Einwirkung auf andere, namentlich wasserstoffhaltige Stoffe.

Chlorsäureanhydrid, welches $Cl_2O_5 = \left.\begin{matrix}ClO_2\\ClO_2\end{matrix}\right\} O = 2HClO_3 - H_2O$ sein würde, ist nicht bekannt.

Unterchlorige Säure $\left.\begin{matrix}H\\Cl\end{matrix}\right\} O = HClO$, als wässerige Lösung hat eine gelbliche Farbe und einen süsslichen dem Chlor ähnlichen Geruch. Sie zersetzt sich leicht im Lichte, in höherer Temperatur und beim Zusammenkommen mit anderen Stoffen.

Unterchlorigsäureanhydrid $Cl_2O = \left.\begin{matrix}Cl\\Cl\end{matrix}\right\} O = 2HClO - H_2O$ ist ein röthlich-gelbes Gas von chlorähnlichem Geruch, welches sich bei — 10° zu einer dunkelrothen Flüssigkeit verdichtet. Es zersetzt sich sehr leicht schon bei geringer Temperaturveränderung.

Chlorige Säure $\left.\begin{matrix}H\\ClO\end{matrix}\right\} O = HClO_2$ bildet als wässerige Lösung eine grünlich-gelbe Flüssigkeit, welche sich leicht zersetzt.

Chlorigsäureanhydrid $Cl_2O_3 = \left.\begin{matrix}ClO\\ClO\end{matrix}\right\} O = 2HClO_2 - H_2O$ ist ein tief grün-gelbes Gas von stechendem chlorähnlichen Geruche; es zersetzt sich sehr leicht.

Ueberchlorsäure $\left.\begin{matrix}H\\ClO_3\end{matrix}\right\} O = HClO_4$, eine gelbliche bewegliche Flüssigkeit; sie bildet mit 2 Molekülen Wasser Krystalle; ohne Wasser ist sie noch bei — 38° flüssig. Sie zersetzt sich ebenfalls sehr leicht.

Ueberchlorsäureanhydrid, welches $Cl_2O_7 = \left.\begin{matrix} ClO_3 \\ ClO_3 \end{matrix}\right\} O$ $= 2HClO_4 - H_2O$ sein würde, ist nicht bekannt.

Salpetrige Säure $\left.\begin{matrix} H \\ NO \end{matrix}\right\} O = HNO_2$ ist ein sehr unbeständiger Körper und daher kaum bekannt.

Salpetrigsäureanhydrid $N_2O_3 = \left.\begin{matrix} NO \\ NO \end{matrix}\right\} O = 2HNO_2 - H_2O$ bildet bei Temperaturen unter 0° eine dunkelblaue Flüssigkeit, welche schon bei 0° siedet und sich dabei in ein dunkelrothes Gas verwandelt.

Uebermangansäure $\left.\begin{matrix} H \\ MnO_3 \end{matrix}\right\} O = HMnO_4$ bildet als wässerige Lösung eine rothe Flüssigkeit.

Uebermangansäureanhydrid $Mn_2O_7 = \left.\begin{matrix} MnO_3 \\ MnO_3 \end{matrix}\right\} O = 2HMnO_4 - H_2O$, bildet eine dicke grünlich-schwarze Flüssigkeit, welche begierig Wasser anzieht und sich darin mit violetter Farbe löst. Ueber 60° erhitzt zersetzt sie sich schnell, ebenso auch in Berührung mit vielen Körpern.

Arsenige Säure $\left.\begin{matrix} H \\ AsO \end{matrix}\right\} O = HAsO_2$ ist nur in wässeriger Lösung bekannt; sie bildet eine klare, farblose, geruchlose Flüssigkeit von schwach metallischem Geschmack und saurer Reaction. Beim Abdampfen liefert sie Octaëder von Arsenigsäureanhydrid.

Arsenigsäureanhydrid $As_2O_3 = \left.\begin{matrix} AsO \\ AsO \end{matrix}\right\} O = 2HAsO_2 - H_2O$, auch weisser Arsenik, Hüttenrauch oder Giftmehl genannt, existirt in zwei krystallinischen und einem amorphen Zustande. Im ersten Falle bildet sie entweder weisse durchsichtige lebhaft glänzende Octaëder und Tetraëder, oder Säulen des rhombischen Systems. Die amorphe arsenige Säure bildet ein wasserhelles Glas von muscheligem Bruche und einem spec. Gewicht 3,7, das nach einiger Zeit sich trübt und weiss und undurchsichtig wird, indem sie aus dem amorphen Zustande in den krystallinischen übergeht. Sie schmilzt bei plötzlich einwirkender Hitze oder verstärktem Drucke; bei langsam steigender Hitze und gewöhnlichem Drucke dagegen verdampft sie bei 218° ohne vorher zu schmelzen. Sie löst sich nicht ganz leicht in kaltem, leichter in heissem Wasser, und noch leichter in heisser Salzsäure, woraus sie beim Erkalten krystallisirt,

und zwar wenn die Lösung von der amorphen Modifikation bereitet wurde, unter Lichterscheinung. Der Arsenik ist ein starkes Gift.

89. Sauerstoffsäuren vom zweifachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$.

Schwefelsäure $\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = H_2\,SO_4$, ist eine farblose Flüssigkeit von ölartiger Consistenz; specifisches Gewicht 1,84. Sie verdampft nicht unter 338°, und raucht und riecht daher nicht bei gewöhnlicher Temperatur; unter 0° abgekühlt erstarrt sie krystallinisch. Die Schwefelsäure zeichnet sich durch ihr Bestreben aus Wasser anzuziehen; sie wird daher vielfach angewandt um Luftarten zu trocknen oder wässerige Flüssigkeiten ihres Wassers zu berauben, indem diese neben einem Gefässe concentrirter Schwefelsäure unter eine Glocke gestellt werden. Beim Mischen von Schwefelsäure mit Wasser entsteht unter Verdichtung und unter Freiwerden von Wärme verdünnte Schwefelsäure. Durch Vermischen mit Wasser sinkt das specifische Gewicht und auch der Siedepunkt der Schwefelsäure; je grösser die Wassermenge ist, desto niedriger ist der Siedepunkt; beim Sieden solcher verdünnten Säuren verdampft aber nur Wasser, und indem die Säure dadurch concentrirter wird, steigt der Siedepunkt; erst bei 338°, bei welchem alles Wasser verdampft ist, und die Säure die obige Zusammensetzung hat, verdampft die Säure. Im gewöhnlichen Leben führt diese Säure den Namen englische Schwefelsäure, im Gegensatz zu der sogleich zu erwähnenden Nordhäuser-Schwefelsäure, häufig auch Vitriolöl (vitri oleum Glasöl), weil sie früher aus Eisenvitriol (Eisensulfat), welches als krystallinisches durchsichtiges Salz mit Glas verglichen wurde, dargestellt wurde. Sie ist eine der stärksten Säuren, d. h. sie zeichnet sich durch ihr Bestreben aus mit Basen Salze zu bilden. Sie findet in der wissenschaftlichen und technischen Chemie vielfache Anwendung, und wird namentlich bei der Sodafabrikation verwandt, um Kochsalz in Glaubersalz zu verwandeln.

Schwefelsäureanhydrid $SO_3 = {}^1/_2\left[\left.\begin{matrix}SO_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2\right] = H_2SO_4 - H_2O$ bildet bei niederer Temperatur eine farblose, krystallinische, biegsame Masse, welche bei 25° schmilzt, bei 35° siedet und an der Luft durch Anziehung von Wasser schnell zu Schwefelsäure zerfliesst. Da sie schon bei gewöhnlicher Temperatur flüchtig ist, und der Dampf sich begierig mit Wasserdampf zu Schwefelsäure verbindet,

welche bei gewöhnlicher Temperatur nicht im gasförmigen, sondern im flüssigen Zustande existirt, so bildet das Schwefelsäureanhydrid an der Luft weisse Nebel. Diese Nebel erscheinen auch, wenn eine Lösung von Schwefelsäureanhydrid in Schwefelsäure der Luft ausgesetzt ist; ein solches veränderliches Gemenge nennt man rauchende Schwefelsäure oder Nordhäuser-Vitriolöl, dessen Darstellung sich auch wesentlich von der Darstellung der englischen Schwefelsäure unterscheidet.

Schweflige Säure $\left.\begin{matrix}H_2\\SO\end{matrix}\right\} O_2 = H_2SO_3$, eine Verbindung, die sehr wenig bekannt ist.

Schwefligsäureanhydrid $SO_2 = {}^1/_2 \left[\left.\begin{matrix}SO\\SO\end{matrix}\right\} O_2\right] = H_2SO_3 - H_2O$, ist das erstickende Gas, welches sich z. B. beim Verbrennen von Schwefel an der Luft bildet; es ist farblos und von dem Volumengewicht 32 (Wasserstoff = 1). In der Glühhitze ist es unzersetzbar; brennende Körper verlöschen in ihm. Vom Wasser wird das Gas absorbirt; die dadurch entstandene Flüssigkeit, welche man auch als Lösung von schwefliger Säure betrachten kann, reagirt sauer. Durch Abkühlung bis auf -15^0 oder durch Zusammendrücken bis auf $^1/_3$ seines Volumens wird es zu einer dünnen farblosen Flüssigkeit verdichtet, welche bei ihrer Verdunstung eine Kälte von 50 bis 60^0 erzeugt und bei -75^0 krystallinisch erstarrt. Das specifische Gewicht der Flüssigkeit ist 1,49. Das Schwefelsäureanhydrid im gasförmigen Zustande, sowie auch aufgelöst in Wasser wird zum Bleichen angewandt.

Kohlensäure $\left.\begin{matrix}H_2\\CO\end{matrix}\right\} O_2 = H_2CO_3$, ist als solche nicht bekannt; als Auflösungen der Kohlensäure in Wasser können die wässerigen Lösungen von Kohlensäureanhydrid gelten.

Kohlensäureanhydrid $CO_2 = {}^1/_2 \left[\left.\begin{matrix}CO\\CO\end{matrix}\right\} O_2\right] = H_2CO_3 - H_2O$, findet sich in der Natur ungemein verbreitet. Zunächst ist sie ein nie fehlender Bestandtheil der atmosphärischen Luft, welche davon ungefähr 4 Volumen in 10000 Volumen enthält; ferner ist es in jedem Brunnenwasser, sowie in Quellen und im Flusswasser aufgelöst, und strömt an vielen Stellen aus der Erde hervor, z. B. in der Hundsgrotte bei Neapel; da es schwerer ist als atmosphärische Luft, so nimmt sie in den Höhlen die tieferen Stellen ein, so dass kleinere Thiere, wie Hunde, darin ersticken, während erwachsene Menschen nicht besonders benachtheiligt werden. Das Kohlensäureanhydrid entsteht bei mannigfachen Gelegenheiten z. B. beim Athmen der Menschen und

Thiere, beim Verbrennen von Kohle und organischen Substanzen, beim Brennen von Kalk, bei der Verwesung und Gährung organischer Körper. — Es ist ein farbloses Gas von säuerlichem Geruch und Geschmack. Sein Volumengewicht ist 22 (Wasserstoff = 1) oder 1,52 (Atmosphärische Luft = 1). Bei der Bildung des Gases durch Verbrennung von Kohle in Sauerstoffgas bilden 2 Volumen Sauerstoff 2 Volumen Kohlensäureanhydrid; nimmt man nun an, dass die 2 Volumen Sauerstoff sich mit 1 Volumen (hypothetisch) gasförmigem Kohlenstoff zu 2 Volumen CO_2 verbunden hätten, so ist, wenn das Volumengewicht des Sauerstoffs = 16 ist und das Volumengewicht des Kohlensäureanhydrids = 22 ist, das Volumengewicht des (gasförmigen) Kohlenstoffs = 12, da $\frac{2.16 + 12}{2} = 22$ ist. Wird das Gas einer Temperatur von 0° und einem Drucke von 30 Atmosphären, oder bei — 30° einem Drucke von 18 Atmosphären ausgesetzt, so verdichtet es sich zu einer farblosen, vollkommen durchsichtigen mit Wasser nicht mischbaren Flüssigkeit vom specifischen Gewicht 0,9067 bei 7,9° C.; sie schwimmt daher auf Wasser. Wenn die Flüssigkeit verdampft, so entwickelt sich dabei eine so grosse Kälte, dass das Thermometer auf — 79° sinkt und die übrige Flüssigkeit zu einer schnee- oder eisähnlichen Masse erstarrt. — Das Kohlensäuregas ist in Wasser löslich, und zwar um so mehr, je grösser der Druck und je niedriger die Temperatur ist. Bei gewöhnlichem Luftdruck und einer Temperatur von 0° absorbirt ein Volumen Wasser 1,8 Volumen Gas, dagegen bei 15° nur 1 Volumen; bei stärkerem Drucke verhalten sich die Gewichtsmengen des absorbirten Gases wie die Druckkräfte; da nun nach dem Mariotte'schen Gesetze die Druckkräfte sich umgekehrt wie die Volumen verhalten, so absorbirt das Wasser bei derselben Temperatur unter jedem Drucke dasselbe Volumen wie Gas. Hört der Druck wieder auf, so entweicht ein Theil des Gases unter Aufbrausen. Diese Erscheinungen zeigen natürliche sogenannte Sauerbrunnen, sowie künstliche Getränke als Sodawasser, Champagner, Bier. Während das Kohlensäureanhydrid durch die Speiseröhren dem Körper zugeführt erfrischend und durchaus nicht schädlich wirkt, ist es für die Athmungsorgane ein ziemlich starkes Gift.

Chromsäure ist nur in ihrer wässerigen Lösung oder als Lösung von Chromsäureanhydrid in Wasser bekannt; sie würde, wenn sie existirte, die Zusammensetzung $\left.\begin{matrix} H_2 \\ CrO_2 \end{matrix}\right\} O_2 = H_2CrO_4$ haben.

Chromsäureanhydrid CrO_3, ist eine schön rothe krystallinische Masse, welche sich in Wasser mit brauner Farbe auflöst; auch an der Luft zieht sie begierig Feuchtigkeit an; die wässerige Lösung schmeckt stark sauer. Bei erhöhter Temperatur zersetzen sich die Krystalle durch Abgabe von Sauerstoff; ebenso wirken organische Stoffe zersetzend ein.

90. Sauerstoffsäuren vom dreifachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H_3\\H_3\end{matrix}\right\}O_3$.

Arsensäure $\left.\begin{matrix}H_3\\AsO\end{matrix}\right\}O_3 = H_3AsO_4$ bildet farblose Krystalle, welche in Wasser sehr leicht löslich sind; die Lösung schmeckt stark sauer und metallisch, und ist sehr giftig.

Arsensäureanhydrid $As_2O_5 = \left.\begin{matrix}AsO\\AsO\end{matrix}\right\}O_3 = 2H_3AsO_4 - 3H_2O$ ist eine weisse Masse, welche bei anfangender Glühhitze schmilzt, ein glasähnliches Ansehen zeigt und in Wasser kaum löslich ist; liegt sie jedoch längere Zeit an feuchter Luft, so wird sie theilweise in Arsensäure verwandelt und ist dann in Wasser leicht löslich.

Phosphorsäure $\left.\begin{matrix}H_3\\PO\end{matrix}\right\}O_3 = H_3PO_4$ bildet wasserhelle Krystalle, oder eine farblose Flüssigkeit von Syrupsconsistenz, welche in allen Verhältnissen mit Wasser mischbar ist. Wird diese Phosphorsäure bis 215° erhitzt, so verlieren 2 Moleküle Phosphorsäure die Bestandtheile eines Moleküls Wasser, und sind dann in sogenannte Pyrophosphorsäure $= H_4P_2O_7 = 2H_3PO_4 - H_2O$, eine glasartige Masse, die begierig Feuchtigkeit anzieht, verwandelt. Wird gewöhnliche Phosphorsäure bis zum Rothglühen erhitzt, so verwandelt sie sich durch weitere Abgabe der Elemente von Wasser in sogenannte Metaphosphorsäure $= HPO_3 = H_3PO_4 - H_2O$, ebenfalls eine durchsichtige amorphe, glasähnliche Masse, die sich langsam, aber reichlich in Wasser löst. Diese drei Modifikationen der Phosphorsäure unterscheiden sich wesentlich dadurch, dass sie mit verschiedenen Mengen von Basis-Molekülen Zersetzungen eingehen und dadurch Salze von verschiedener Beschaffenheit bilden können. Aendert man die Formeln der drei Modifikationen in der Weise, dass in jeder derselben 2 Atome Phosphor enthalten sind, und dass der Wasserstoff mit einer entsprechenden Menge Sauerstoff als Wasser gefasst wird, so erhält man folgende Formeln:

Gewöhnliche Phosphorsäure	$3H_2O$, P_2O_5 oder H_3PO_4
Pyrophosphorsäure	$2H_2O$, P_2O_5 oder $H_4P_2O_7$
Metaphosphorsäure	H_2O, P_2O_5 oder HPO_3

So wie die in diesen Säuren enthaltenen Wasserstoffmengen sich wie 3 : 2 : 1 verhalten, so verhalten sich auch die Basismengen, welche auf Säuren zur Bildung von Salzen einwirken, wie 3 : 2 : 1, und man bezeichnet daher die genannten Säuremodifikationen mit den Namen dreibasische, zweibasische und einbasische Phosphorsäure.

Phosphorsäureanhydrid $P_2O_5 = \left.\begin{matrix}PO\\PO\end{matrix}\right\} O_3 = 2H_3PO_4 - 3H_2O$ ist eine weisse, flockige, lockere Masse, welche begierig Wasser anzieht, und sich dadurch in Phosphorsäure verwandelt. Es bildet sich z. B. beim Verbrennen des Phosphors in der atmosphärischen Luft.

Phosphorige Säure $\left.\begin{matrix}H_3\\P\end{matrix}\right\} O_3 = H_3PO_3$ (da von den 3 Atomen Wasserstoff nur 2 durch Metalle vertreten werden, auch als Säure vom zweifachen Typus Wasser betrachtet, so dass das Radikal wasserstoffhaltig wird: $\left.\begin{matrix}H_2\\POH\end{matrix}\right\} O_2$), eine farblose, syrupdicke, sehr saure Flüssigkeit, die bei vorsichtigem Verdunsten krystallinisch erstarrt.

Phosphorigsäureanhydrid $P_2O_3 = \left.\begin{matrix}P\\P\end{matrix}\right\} O_3 = 2H_3PO_3 - 3H_2O$ ist eine weisse, voluminöse Masse von knoblauchartigem Geruch, welche beim Erhitzen sublimirt und an der Luft begierig Feuchtigkeit anzieht.

Borsäure $\left.\begin{matrix}H_3\\B\end{matrix}\right\} O_3 = H_3BO_3$ findet sich in der Natur fest als Sassolin und aufgelöst in heissen Wasserdämpfen, welche in vulkanischen Gegenden, besonders in Toskana, der Erde entströmen. Sie ist in kaltem Wasser schwer, dagegen in heissem ziemlich leicht löslich; auch in Alkohol ist sie löslich und ertheilt der Flamme desselben eine grüne Farbe. Beim Erhitzen blähen sich die Krystallblättchen auf, und es treten bei 100° die Elemente von 1 Molekül Wasser aus, so dass sie nun die Zusammensetzung HBO_2 hat; wird dieser Stoff geglüht, so scheidet sich aus je 2 Molekülen 1 Molekül Wasser ab, wodurch sie in das Anhydrid übergeht: $2HBO_2 - H_2O = B_2O_3$.

Borsäureanhydrid $B_2O_3 = \left.\begin{matrix}B\\B\end{matrix}\right\} O_3 = 2H_3BO_3 - 3H_2O$ ist

eine durchsichtige glasige Masse, welche sich an der Luft durch Aufnahme der Elemente des Wassers in Borsäure verwandelt.

91. Sauerstoffsäuren vom vierfachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H_4\\H_4\end{matrix}\right\} O_4$.

Kieselsäure $\left.\begin{matrix}H_4\\Si\end{matrix}\right\} O_4 = H_4SiO_4$ ist nur in wässeriger Lösung bekannt. Diese Lösungen entstehen durch Ausscheidung der Kieselsäure aus ihren Salzen durch wässerige Säuren. Die wässerige Lösung der Kieselsäure röthet Lakmus, ist klar und farblos und gelatinirt nach einiger Zeit; ist die Kieselsäure einmal ausgeschieden, so ist sie in Wasser nicht mehr löslich; durch Abdampfung der Lösung erhält man eine glasige in Wasser unlösliche Masse. Die Kieselsäure findet sich in vielen Mineralwässern, z. B. in dem heissen Wasser des Geiser in Island.

Kieselsäureanhydrid $= SiO_2 = \frac{1}{2}\left[\left.\begin{matrix}Si\\Si\end{matrix}\right\} O_4\right] = H_4SiO_4 - 2H_2O$, findet sich in der Natur in zwei allotropischen Zuständen als amorphe Kieselerde (Opal) und als krystallisirte Kieselerde (Quarz). Die amorphe Kieselerde unterscheidet sich von der krystallisirten in chemischer Hinsicht dadurch, dass sie in den wässerigen Lösungen der kaustischen Alkalien (z. B. Kaliumhydroxyd HKO) löslich ist, während dies bei der krystallisirten nicht der Fall ist.

1) Der Opal findet sich derb, selten traubig, knollig, auch als versteinertes Holz; der Bruch ist muschlig bis uneben; er ist spröde, besitzt eine Härte von ungefähr 6 und ein spec. Gewicht von ungefähr 2; der Grad der Durchsichtigkeit ist verschieden, der Glanz ist Glas- oder Fettglanz; im reinen Zustande ist er farblos, doch findet er sich häufig auch gefärbt; meist enthält er einen Wassergehalt von 5 bis 13 Procent. Die wichtigsten Varietäten sind a) edler Opal, bläulich- und gelblich-weiss, glänzend, halbdurchsichtig bis durchscheinend, mit buntem Farbenspiel; b) gemeiner Opal, weiss, gelb, grau, grün, roth und braun gefärbt, fettglänzend, halbdurchsichtig bis durchscheinend; c) Halbopal, häufig als versteinertes Holz (Holzopal), von verschiedener Farbe, schwach fettglänzend, durchscheinend bis undurchsichtig.

2) Der Quarz oder die krystallisirte Kieselerde krystallisirt im hexagonalen Systeme, und zwar vornehmlich in Säulen und Pyramiden mit Polkantenwinkeln von 133° 44′; die Pyramidenflächen erscheinen häufig abwechselnd von verschiedener Beschaffenheit und sind daher

richtiger als Flächen von zwei Rhomboëdern aufzufassen. Die Spaltbarkeit ist unvollkommen nach den Rhomboëderflächen, der Bruch muschlig bis uneben splittrig, die Härte ist 7, das spec. Gewicht 2,5 bis 2,8. Er ist im reinen Zustande farblos, doch häufig findet er sich durch Beimischung von Metalloxyden und anderen Stoffen gefärbt; er zeigt alle Grade der Durchsichtigkeit und meist Glasglanz. Die zahlreichen Varietäten des Quarzes lassen sich in deutlich und undeutlich krystallinische unterscheiden. — Deutlich krystallinisch sind: a) der Bergkrystall, ursprünglich immer krystallisirt mit vorherrschenden Prismen, wasserhell, doch auch gelblich (Citrin), nelkenbraun (Rauchtopas) bis fast pechschwarz (Morion), durchsichtig bis halbdurchsichtig. b) Der Amethyst ebenfalls ursprünglich immer krystallisirt mit vorherrschenden Pyramiden, die meist zu Drusen verbunden sind, stänglige Absonderung und auf den Absonderungsflächen zickzackförmige Streifung zeigen; Farbe meist violblau, auch braun; durchsichtig bis halbdurchsichtig. c) Gemeiner Quarz krystallisirt wie Bergkrystall, zeigt aber geringere Grade der Durchsichtigkeit, findet sich häufig derb, als Gerölle, Sand, Sandstein, als Quarzfels und Bestandtheil vieler zusammengesetzter Gebirgsarten — das am meisten verbreitete Mineral. Als Varietäten des gemeinen Quarzes sind namentlich zu nennen: Rosenquarz (rosenroth), Milchquarz (milchweiss), Prasem (lauchgrün), Avanturin (gelb, roth oder braun mit schillernden Glimmerblättchen oder kleinen Rissen), Faserquarz in parallelfaserigen Aggregaten. d) Eisenkiesel, undurchsichtig, roth, gelb oder gelblich braun, krystallisirt oder körnig, besteht aus einem Gemenge von Quarz und rothem oder gelbem Eisenocker. — Undeutlich krystallinische Varietäten des Quarzes sind: a) Hornstein, dicht, derb, als Versteinerungsmasse von Holz (Holzstein), Bruch muschlig oder splittrig, an den Kanten durchscheinend; Farbe verschieden, wenig lebhaft, grau, braun, roth. b) Kieselschiefer, dicht und dickschiefrig von verschiedenen Farben, namentlich schwarz, undurchsichtig bis an den Kanten durchscheinend; die schwarze undeutlich schiefrige, häufig mit weissen Quarzadern durchzogene Varietät wird auch Lydit genannt und von den Goldarbeitern als Probirstein benutzt. c) Jaspis ist theils dichter Eisenkiesel, theils auch dichte lebhaft gefärbte Varietät des gemeinen Quarzes, von ebenem oder flachmuschligem Bruch, matt und völlig undurchsichtig. Man unterscheidet gemeinen Jaspis, Kugeljaspis, Bandjaspis, Achatjaspis (Porzellanjaspis gehört nicht hierher, sondern gehört zum Thon). — Als Uebergänge von

Quarz in Opal, oder als Gemenge dieser beiden Mineralien sind Chalcedon und Feuerstein aufzufassen; das Pulver derselben löst sich daher theilweise in Kalilauge auf. a) Chalcedon, amorph, von mattem, wachsähnlichem, geflossenem Aussehen und meist traubiger Form; die Farbe ist sehr verschieden; die Varietäten von grauer oder überhaupt nicht lebhafter Farbe heissen gemeiner Chalcedon, der blutrothe Carneol, der apfelgrüne Chrysopras, der dunkellauchgrüne mit blutrothen Pünktchen gezeichnete Heliotrop. b) Der Feuerstein oder Flint findet sich in Knollen oder als Versteinerungsmasse, und in ausgebreiteten Lagern, von flachmuschligem, scharfkantigem Bruch, von mattgrauer oder gelblicher Farbe und geringeren Graden der Durchsichtigkeit. — Unter Achat versteht man ein Gemenge von verschiedenen Varietäten des Quarzes, welche verschiedenartige mehr oder minder regelmässige Zeichnungen bilden; hiernach unterscheidet man Festungsachat, Bandachat, Moosachat u. s. w. Onyx ist Chalcedon mit Lagen von milchweissem oder braunem Jaspis. — Der Gebrauch der verschiedenen Varietäten des Quarzes ist sehr mannigfaltig. Bergkrystall, Amethyst und Carneol sind sogenannte Halbedelsteine; zu verschiedenen Zierrathen werden auch die ansehnlicheren Varietäten des gemeinen Quarzes, Chalcedons und Achats verwandt. Die ausgezeichnetste Anwendung findet aber der gemeine Quarz in der Form von Sandstein, Sand und dichtem Quarz als Baumaterial, zu Mühlsteinen, Schleifsteinen u. s. w. Der Gebrauch des Feuersteins zum Anschlagen von Feuer ist in neuerer Zeit sehr in den Hintergrund getreten.

Zinnsäure $\left.\begin{matrix}H_4\\Sn\end{matrix}\right\}O_4 = H_4SnO_4$ auch in verschiedenen andern Modifikationen, die sich von dieser durch Abzug oder Zutritt der Elemente von Wasser, z. B. $H_2SnO_3 = H_4SnO_4 - H_2O$, oder durch Vereinigung mehrerer Moleküle, z. B. $H_{10}Sn_5O_{15} = 5H_2SnO_3$ erklären lassen. Alle diese Modifikationen sind weisse in Wasser unlösliche Pulver.

Zinnsäureanhydrid oder Zinnoxyd, $SnO_2 = {}^1/_2\left[\left.\begin{matrix}Sn\\Sn\end{matrix}\right\}O_4\right] = H_4SnO_4 - 2H_2O$, kann künstlich dargestellt werden und findet sich in der Natur. Das künstliche ist weiss oder strohgelb, und färbt sich beim Erhitzen vorübergehend braun; es ist schwer schmelzbar und nicht flüchtig. In der Natur findet sich das Zinnsäureanhydrid als Zinnstein oder Zinnerz. Dieses Mineral krystallisirt im quadratischen System, namentlich in quadratischen Säulen mit aufgesetzten Quadrat-

pyramiden, sehr häufig in Zwillingsformen, bei welchen die Zwillingsebene parallel einer Abstumpfungsfläche der Polkanten der Quadratpyramide ist; auch findet sich der Zinnstein in unregelmässigen Körnern (Seifenzinn) und in zartfaserigen Aggregaten (Holzzinnerz); die Spaltbarkeit ist unvollkommen; die Härte ist 6 bis 7, das specifische Gewicht 6,8 bis 7; er ist spröde, farblos, doch meist braun gefärbt, der Strich ist weiss; der Glanz Diamantglanz oder Fettglanz; er besitzt alle Grade der Durchsichtigkeit. Der Zinnstein findet sich namentlich in England, dem sächsischen Erzgebirge, Ostindien, Banka; er ist das einzige Zinnerz, aus welchem das Zinn dargestellt wird.

3. Sauerstoffbasen und ihre Anhydride.

92. Sauerstoffbasen oder Metallhydroxyde sind Sauerstoffverbindungen vom Typus Wasser, dessen Wasserstoff zur Hälfte durch ein elektropositives Radikal, im Besonderen durch ein Metall vertreten ist. Anhydride der Sauerstoffbasen oder Metalloxyde können aufgefasst werden entweder als Wasser, in welchem beide Hälften Wasserstoff durch ein elektropositives Radikal ersetzt sind, oder als Sauerstoffbasen, aus denen sämmtlicher Wasserstoff mit der entsprechenden Quantität von Sauerstoff in Form von Wasser ausgetreten ist. Die Sauerstoffbasen sind wie die Sauerstoffsäuren vom einfachen oder mehrfachen Typus Wasser.

93. Sauerstoffbasen vom einfachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$.

Hierhin gehören die Hydroxyde und Oxyde der einwerthigen Metalle, nämlich der Alkalimetalle und des Silbers.

Kaliumhydroxyd $\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}O = KHO$, gewöhnlich Kali oder Kalihydrat genannt, ist eine weisse krystallinische Masse von specifischem Gewicht 2,1; schmilzt in dunkler Rothglühhitze und verflüchtigt sich in hohen Hitzegraden. Es zerfliesst leicht an der Luft, indem es den Wassergehalt derselben anzieht und sich darin auflöst; die wässerige Lösung führt den Namen Kalilauge; sie greift Glas- und Thongeschirr an, färbt rothes Lackmuspapier blau, und gelbes Curcumapapier braun; sie wirkt zerstörend namentlich auf thierische Stoffe ein; daher kann man mit Hülfe von Kalilauge Gewebe aus thierischen Substanzen (Wolle, Seide) von pflanzlichen Stoffen (Leinen, Baumwolle), welche

weniger leicht angegriffen werden, unterscheiden. Das Kaliumhydroxyd ist eine der stärksten Basen, d. h. sie hat in hohem Grade die Fähigkeit andere Basen in ihren Salzen zu ersetzen und hierdurch dieselben auszuscheiden.

Kaliumoxyd $K_2O = \left.\begin{matrix}K\\K\end{matrix}\right\}O = 2KHO - H_2O$ ist eine grauweisse in Wasser leicht lösliche Masse.

Natriumhydroxyd $\left.\begin{matrix}Na\\H\end{matrix}\right\}O = NaHO$, gewöhnlich Natron oder Natronhydrat genannt, ist dem Kaliumhydroxyd sehr ähnlich; als Basis ist es etwas schwächer.

Natriumoxyd $NaO = \left.\begin{matrix}Na\\Na\end{matrix}\right\}O = 2NaHO - H_2O$ ist dem Kaliumoxyd ähnlich.

Ammoniumhydroxyd $\left.\begin{matrix}NH_4\\H\end{matrix}\right\}O = NH_4HO = AmHO = \left.\begin{matrix}Am\\H\end{matrix}\right\}O$, ist ein hypothetischer Stoff, indem er sich im Entstehungsmomente in Ammoniak (NH_3) (s. § 119) und Wasser zerlegt $(NH_4)\ HO = NH_3 + H_2O$. Ob in diesem Alkali (dem sogenannten flüchtigen Alkali) wirklich ein Metall NH_4 Ammonium vorhanden ist, wird zur Zeit noch nicht allgemein angenommen; doch sprechen verschiedene Thatsachen, in Besonderm die Existenz einer Quecksilberverbindung mit metallischem Habitus und die von einigen Chemikern behauptete Darstellung des Ammoniums als einer blauen, metallisch glänzenden, höchst leicht zersetzbaren Flüssigkeit, ferner der Umstand, dass die Ammoniumverbindungen den entsprechenden Metallverbindungen (z. B. das früher erwähnte Ammoniumchlorid NH_4Cl) in ihrem gesammten Verhalten ähnlich sind, und mit Natrium- und Kaliumverbindungen isomorphe Mischungen bilden, mit grosser Ueberzeugungskraft zu Gunsten dieser Annahme.

Ammoniumoxyd $(NH_4)_2O = \left.\begin{matrix}NH_4\\NH_4\end{matrix}\right\}O = 2AmHO - H_2O$ ist wie das Ammoniumhydroxyd ein hypothetischer Stoff, der sich im Entstehungs-Momente in Ammoniak und Wasser zerlegt, nach der Formel: $(NH_4)_2O = 2NH_3 + H_2O$.

Silberhydroxyd $\left.\begin{matrix}Ag\\H\end{matrix}\right\}O = AgHO$ ist bis jetzt noch nicht dargestellt.

Silberoxyd $Ag_2O = \left.\begin{matrix}Ag\\Ag\end{matrix}\right\}O$ ist ein braunes Pulver, welches in

Wasser ein wenig löslich ist und demselben eine schwache alkalische Reaktion und metallischen Geschmack ertheilt.

94. Sauerstoffbasen vom zweifachen Typus Wasser $\left.\begin{matrix}H_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$.

Die Gruppe umfasst die Hydroxyde und Oxyde der zweiwerthigen Metalle und der Atompaare (Hg_2) und (Cu_2).

Calciumhydroxyd $\left.\begin{matrix}Ca\\H_2\end{matrix}\right\}O_2 = CaH_2O_2$ (Kalkhydrat) ist ein weisses Pulver oder eine zusammengebackene weisse Masse, welche in Wasser in geringem Grade (1000 Theile Wasser lösen etwas mehr als 1 Theil auf) löslich ist und demselben alkalische Reaktion ertheilt. Die Lösung zieht an der Luft Kohlensäure an und verwandelt sich in unlöslichen kohlensauren Kalk. Das Calciumhydroxyd entsteht durch Behandlung des Calciumoxyds mit Wasser.

Calciumoxyd $CaO = {}^1/_2\left[\left.\begin{matrix}Ca\\Ca\end{matrix}\right\}O_2\right] = CaH_2O_2 - H_2O$, gewöhnlich Kalkerde oder gebrannter Kalk genannt, ist eine weisse, erdige, höchst schwierig schmelzbare Masse, welche sich unter Erwärmung mit Wasser zu Calciumhydroxyd verbindet und sich in geringer Menge darin auflöst. Das Calciumoxyd wird aus dem kohlensauren Kalk namentlich zum Zweck der Bereitung des Kalkmörtels durch Erhitzen (Brennen) gewonnen. Wird der gebrannte Kalk mit Wasser besprengt (gelöscht), so verwandelt er sich, indem er sich stark aufbläht und zu einem feinen Pulver zerfällt, in Calciumhydroxyd; giesst man mehr Wasser hinzu als zur Verwandlung in Calciumhydroxyd nothwendig ist, so entsteht der Kalkbrei, über welchen sich bei längerem Stehen eine concentrirte wässerige Lösung von Calciumhydroxyd (Kalkwasser) absondert. Die Anwendung des Kalkbreies als Mörtel beruht darauf, dass derselbe nach und nach unter Abgabe von Wasser aus der Luft Kohlensäure anzieht und sich dadurch in Calciumcarbonat (Kalkstein) verwandelt. Da der Kalk in Wasser etwas löslich ist, so werden beim Verdunsten der Lösung die festen Kalktheilchen unter sich und mit den zugesetzten Sandkörnern zusammengekittet. Der Zusatz von Sand hat namentlich den Zweck das starke Zusammenziehen der Masse (das Schwinden) zu vermeiden.

Baryumhydroxyd $\left.\begin{matrix}Ba\\H_2\end{matrix}\right\}O_2 = BaH_2O_2$ (Barythydrat) bildet eine weisse trockene Masse oder mit 8 Molekülen Krystallwasser eine krystallinische Masse, welche sich in heissem Wasser ziemlich leicht, in kaltem nur wenig auflöst. Die Krystalle geben beim Erhitzen

nur ihr Krystallwasser, nicht aber den übrigen Wasserstoff und Sauerstoff ab. Die Lösung des Baryumhydroxyds reagirt stark alkalisch.

Baryumoxyd $BaO = \frac{1}{2}\left[\begin{matrix}Ba\\Ba\end{matrix}\right\} O_2\Big]$ ist eine grauweisse, sehr schwierig schmelzbare Masse, welche sich beim Uebergiessen mit Wasser in Baryumhydroxyd verwandelt.

Strontiumhydroxyd SrH_2O_2 und Strontiumoxyd SrO sind den entsprechenden Baryumverbindungen ähnlich.

Magnesiumhydroxyd MgH_2O_2 (Talkerdehydrat) findet sich in der Natur als Brucit in Krystallen des hexagonalen Systems; das künstlich dargestellte bildet ein leichtes, geschmackloses, kaum in Wasser lösliches Pulver.

Magnesiumoxyd MgO (Talkerde), ist ein lockeres, in Wasser unlösliches Pulver, welches auch in der heftigsten Glühhitze nicht schmilzt.

Manganhydroxydul MnH_2O_2, ist eine weisse Masse, die an der Luft durch Aufnahme von Sauerstoff leicht in das Hydroxyd übergeht.

Manganoxydul MnO, ein grünes Pulver, welches sich, wenn es heftig geglüht wurde, unverändert an der Luft erhält.

Nickelhydroxydul NiH_2O_2, ist ein apfelgrünes, in Wasser unlösliches Pulver, welches sich in Ammoniak mit blauer Farbe löst.

Nickeloxydul NiO, ein bläulich grünes, in Wasser unlösliches Pulver.

Kobalthydroxydul CoH_2O_2, ist ein rosenrothes, in Wasser unlösliches Pulver.

Kobaltoxydul CoO, ein olivengrünes Pulver.

Eisenhydroxydul FeH_2O_2, in feuchtem Zustande ein weisses bis grünliches, in Wasser unlösliches Pulver, welches sich an der Luft leicht höher oxydirt.

Eisenoxydul bildet ein schwarzes Pulver, welches mit grosser Begierde mehr Sauerstoff aufnimmt.

Zinkhydroxyd ZnH_2O_2, ein weisses, lockeres Pulver, unlöslich in Wasser, doch löslich in den meisten Säuren und in den Alkalien.

Zinkoxyd ZnO findet sich in der Natur als Rothzinkerz in Krystallen des hexagonalen Systems; die rothe Farbe rührt von einer Beimischung von Manganoxyd her. Das künstlich dargestellte, im Besondern das durch Verbrennung von Zinkdämpfen gewonnene, ist eine äusserst lockere, oft wollige weisse Masse, welche sich beim jedesmaligen Erhitzen vorübergehend gelb färbt.

Bleihydroxyd $Pb_3H_2O_4 = 3PbO, H_2O$ ist ein weisses Pulver, welches sich in Wasser wenig löst, dagegen in vielen Säuren und Alkalien ziemlich leicht löslich ist; das normale Bleihydroxyd scheint nicht zu existiren.

Bleioxyd PbO bildet ein in Wasser sehr wenig lösliches, gelbes Pulver (Massicot), welches in der Rothglühhitze schmilzt und beim Erkalten krystallinisch erstarrt (Bleiglätte).

Zinnhydroxydul SnH_2O_2, ist ein weisses Pulver, welches sich sehr leicht mit Luft und Wasser zersetzt.

Zinnoxydul SnO, ist ein schwarzes krystallinisches Pulver.

Kupferhydroxyd CuH_2O_2, ist ein blaugrünes, in Wasser unlösliches Pulver, welches sich beim Erhitzen leicht zersetzt; in Ammoniak löst es sich zu einer intensiv blauen Flüssigkeit.

Kupferoxyd CuO, ist ein schwarzes in Wasser unlösliches Pulver, welches sich z. B. beim Glühen von Kupfer an der Luft bildet.

Quecksilberhydroxyd ist nicht bekannt.

Quecksilberoxyd HgO, existirt in zwei Modifikationen: krystallinisch als orangerothes Pulver, und amorph als gelbes Pulver. Es färbt sich beim Erhitzen dunkelroth und sodann violett-schwarz; in Wasser ist es unlöslich.

Kupferhydroxydul $(Cu_2)H_2O_2$, ein citrongelbes Pulver, welches sich an der Luft leicht höher oxydirt.

Kupferoxydul $(Cu_2)O = \left.\begin{matrix}(Cu_2)\\H_2\end{matrix}\right\} O_2 - H_2O$ findet sich in der Natur als Rothkupfererz in Krystallen des regulären Systems, welche nach den Octaëderflächen ziemlich vollkommen spaltbar sind; die Härte ist 3 bis 4, spec. Gewicht 5,7—6, die Farbe cochenilleroth, Strich bräunlich-roth, durchscheinend bis undurchsichtig. Das künstlich dargestellte Kupferoxydul bildet ein rothes Pulver.

Quecksilberhydroxydul ist nicht bekannt.

Quecksilberoxydul $(Hg_2)O$ ist ein schwarzes, in Wasser unlösliches Pulver.

95. Anhydride von Sauerstoffbasen vom dreifachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H_3\\H_3\end{matrix}\right\} O_3$.

Hierzu gehören die Oxyde der dreiwerthigen Metalle; ihre Hydroxyde existiren nicht.

Goldoxyd Au_2O_3, $= \left.\begin{matrix}Au\\Au\end{matrix}\right\} O_3 = 2\left[\left.\begin{matrix}Au\\H_3\end{matrix}\right\} O_3\right] - 3H_2O$, ein dunkelbraunes, in Wasser unlösliches Pulver, welches sich leicht zersetzt.

Wismuthoxyd Bi_2O_3, ein hellgelbes beim Erhitzen sich dunkler färbendes Pulver, welches leicht schmilzt und beim Abkühlen krystallinisch erstarrt und im Wasser unlöslich ist.

96. Sauerstoffbasen vom vierfachen Typus Wasser $\left.\begin{matrix}H_4\\H_4\end{matrix}\right\}O_4$.

Platinhydroxyd $\left.\begin{matrix}Pt\\H_4\end{matrix}\right\}O_4 = PtH_4O_4$, ein gelbbraunes, in Wasser unlösliches Pulver.

Platinoxyd PtO_2, ein schwarzes, sich leicht zersetzendes Pulver.

97. Sauerstoffbasen vom sechsfachen Typus Wasser: $\left.\begin{matrix}H_6\\H_6\end{matrix}\right\}O_6$.

Hierher gehören die Hydroxyde und Oxyde derjenigen diatomen elektropositiven Radikale, welche zusammen ein sechswerthiges Metall repräsentiren. Sie sind nicht besonders starke Salzbasen.

Eisenhydroxyd $\left.\begin{matrix}(Fe_2)\\H_6\end{matrix}\right\}O_6 = (Fe_2)H_6O_6$ (Eisenoxydhydrat) bildet künstlich dargestellt eine voluminöse rothbraune Masse. Beim Kochen mit Wasser geht ein Theil des Wasserstoffs und Sauerstoffs als Wasser verloren, und das Hydroxyd verwandelt sich in braune Substanzen, welche in der Natur als Brauneisenerz in verschiedenen Abänderungen vorkommen. Das gewöhnliche Brauneisenerz oder der Brauneisenstein besteht aus 2 Molekülen Eisenhydroxyd, aus welchem die Hälfte des Wasserstoffgehalts mit dem entsprechenden Sauerstoffgehalt als Wasser ausgeschieden ist: $2(Fe_2)H_6O_6 - 3H_2O = (Fe_2)_2H_6O_9$; oder es ist eine Verbindung von 2 Molekülen Eisenoxyd mit 3 Molekülen Wasser $2Fe_2O_3$, $3H_2O$ (ältere Auffassung). Der Brauneisenstein findet sich in der Natur nie in deutlichen Krystallen, sondern nur mit fein faseriger, meist strahlig-krystallinischer Textur in kugeligen, nierförmigen oder tropfsteinähnlichen Formen, auch dicht oder erdig; die Härte ist 5, das specifische Gewicht 3,4—4, die Farbe dunkelbraun bis gelb, der Strich gelblich braun bis ockergelb; völlig undurchsichtig. Varietäten sind: a) faseriges Brauneisenerz oder brauner Glaskopf, mit faseriger Structur und in traubigen, nierförmigen und stalaktitischen Gestalten; b) dichtes Brauneisenerz, stets dicht, nie faserig; c) ockeriges Brauneisenerz, erdig, von gelblich-brauner bis gelber Farbe. Die gelben und braunen Thoneisensteine, Kieseleisensteine und Eisennieren, sowie auch ein Theil der Sumpferze

können als verunreinigte Brauneisenerze angesehen werden. — Das Nadeleisenerz oder Goethit in Krystallen des rhombischen Systems, das Eisenpecherz oder Stilpnosiderit, das Raseneisenerz sind dem Brauneisenerz ähnlich zusammengesetzt und können alle als Eisenhydroxyd mit mehr oder weniger Wasser angesehen werden.

Eisenoxyd $(Fe_2)O_3 = {}^1/_2 \left[\begin{matrix} (Fe_2) \\ (Fe_2) \end{matrix} \right\} O_6 \Big]$ findet sich in der Natur als Rotheisenerz in zwei hervortretend verschiedenen Varietäten: a) das Glanzeisenerz oder Eisenglanz, krystallisirt im hexagonalen System, namentlich in flachen Rhomboëdern und findet sich auch derb in körnigen, schaligen und schuppigen Aggregaten; die Härte ist ungefähr 6, das specifische Gewicht 5,2; die äussere Farbe ist schwarz, das Pulver aber stets roth; die Krystalle zeigen deutlichen Metallglanz, sind aber fast vollkommen undurchsichtig; b) das Rotheisenerz im engeren Sinne ist undeutlich krystallinisch, von geringerer Härte und etwas geringerem specifischem Gewicht als das Glanzeisenerz, äusserlich von rother, bisweilen in stahlgrau verlaufender Farbe und blutrothem Strich; es findet sich als faseriges Rotheisenerz (rother Glaskopf) in faserigen undeutlichen Krystallen, welche zu traubigen, stalaktitischen Formen verbunden sind, häufig mit unregelmässiger keilförmiger Absonderung, ferner als dichtes und als ockeriges Rotheisenerz. — Die Thoneisensteine und Kieseleisensteine, sowie der Röthel mit rothem oder röthlichbraunem Striche können als mehr oder minder unreine Rotheisenerze angesehen werden. — Das künstlich dargestellte Eisenoxyd ist dem Glanzeisenerz oder dem ockerigen Rotheisenerz ähnlich.

Manganhydroxyd $\left. \begin{matrix} (Mn_2) \\ H_6 \end{matrix} \right\} O_6$ ist nicht bekannt, dagegen kommt unter dem Namen Manganit eine Verbindung vor, welche aus Manganhydroxyd durch Verlust der Elemente von 2 Molekülen Wasser, also als $(Mn_2)H_2O_4$ oder als Mn_2O_3, H_2O aufgefasst werden kann. Der Manganit oder das Graubraunsteinerz krystallisirt in Krystallen des rhombischen Systems, mit vorherrschenden Prismen; die Krystalle sind stark vertikal gestreift und häufig bündelförmig gruppirt; die Spaltung ist brachydiagonal sehr vollkommen; die Härte ist 3 bis 4, das specifische Gewicht 4,3; die Farbe dunkelstahlgrau, der Strich braun; unvollkommener Metallglanz, undurchsichtig.

Manganoxyd Mn_2O_3 ($= Mn_2H_6O_6 - 3H_2O$) findet sich in der Natur als Braunit in Krystallen des quadratischen Systems; die

Härte ist 6, die Farbe schwarz bis bräunlich-schwarz, der Strich schwarz; undurchsichtig. — Das künstlich dargestellte bildet ein schwarzes Pulver.

Chromhydroxyd $(Cr_2) H_6O_6$, ist ein bläulich graugrünes Pulver.

Chromoxyd $(Cr_2)O_3 = (Cr_2)H_6O_6 - 3H_2O$ ist ein grünes Pulver, oder bildet glänzend grünschwarze, sehr harte Krystalle des hexagonalen Systems, welche mit denen des Eisenoxyds und des Aluminiumoxyds isomorph sind. Es ist unlöslich in Wasser und unschmelzbar.

Aluminiumhydroxyd $\left.\begin{matrix}(Al_2)\\ H_6\end{matrix}\right\} O_6 = (Al_2)H_6O_6$, oder Thonerdehydrat $Al_2O_3\ 3H_2O$, bildet mit Wasser eine weisse gelatinöse Masse, nach dem Trocknen ein weisses Pulver, oder eine hornähnliche weisse Masse; es findet sich in der Natur krystallinisch als Hydrargillit. Der in der Natur vorkommende Diaspor $Al_2O_3, H_2O = \left.\begin{matrix}(Al_2)\\ H_2\end{matrix}\right\} O_4$, ist isomorph mit Nadeleisenerz (Goethit).

Aluminiumoxyd Al_2O_3, Alaunerde, Thonerde, ist künstlich dargestellt eine weisse, pulverige oder auch krystallisirte Masse von bedeutender Härte. Es findet sich in der Natur als Korund, in Krystallen des hexagonalen Systems, namentlich in Rhomboëdern, isomorph mit Eisenoxyd und Chromoxyd. Der Bruch ist vollkommen muschlig bis uneben und splittrig, die Härte ist 9, das specifische Gewicht 4. Im reinen Zustande ist der Korund wasserhell, farblos, doch meist ist er durch geringe Mengen von Metalloxyden oder andern Stoffen gefärbt. Der Grad der Durchsichtigkeit ist verschieden, von vollkommen durchsichtig bis fast undurchsichtig. Er ist unschmelzbar und für sich unveränderlich. Die wichtigsten Varietäten sind: Saphir, blau und durchsichtig, Rubin, roth und durchsichtig, Smirgel, fast undurchsichtig. Erstere beiden gehören zu den werthvollern Edelsteinen; das Pulver des letztern wird vornehmlich als Schleifmittel benutzt.

4. Sauerstoffsalze.

98. Die Sauerstoffsalze sind Sauerstoffverbindungen vom einfachen oder mehrfachen Typus Wasser, welche aus den Sauerstoffsäuren entstehen, indem der typische Wasserstoff ganz oder zum Theil durch ein elektropositives Radikal (Metall) ersetzt wird, oder aus den Sauerstoffbasen, indem der typische Wasserstoff ganz

oder zum Theil durch ein elektronegatives Radikal ersetzt wird. Wird der typische Wasserstoff in Säuren oder Basen ganz ersetzt, so entstehen normale Salze; wird der Wasserstoff in Säuren nur zum Theil ersetzt, so entstehen saure Salze; wird der Wasserstoff in Basen nur zum Theil ersetzt, so entstehen basische Salze. Z. B.

aus $\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2$ (Schwefelsäure) entsteht $\left.\begin{matrix}K_2\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2$ (norm. Kaliumsulfat),

aus $\left.\begin{matrix}Pb\\H_2\end{matrix}\right\} O_2$ (Bleihydroxyd) entsteht $\left.\begin{matrix}Pb\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2$ (normales Bleisulfat);

aus $\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2$ (Schwefelsäure) entsteht $\left.\begin{matrix}HK\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2$ (saures Kaliumsulfat);

aus $\left.\begin{matrix}Pb\\H_2\end{matrix}\right\} O_2$ (Bleihydroxyd) entsteht $\left.\begin{matrix}Pb\\HNO_2\end{matrix}\right\} O_2$ (basisches Bleinitrat).

Die Namen der Salze sind meist der älteren Anschauungsweise angepasst, so dass man das Metalloxyd als Substantivum und die Säure als attributives Adjectivum zugleich nennt, z. B. schwefelsaures Bleioxyd. In neuerer Zeit bezeichnet man meist die Salze durch Zusammensetzung von zwei Substantiven, indem der Gattungsbegriff aus dem Namen des Radikals der Sauerstoffsäure durch Ableitung vermittelst at oder it, der Artbegriff aber durch das Metall gebildet wird, z. B. Kaliumsulfat. Bildet ein Element nur eine einzige Säure, z. B. Kohlensäure, so bezeichnet man die betreffenden Salze durch Ableitung vermittelst at z. B. Natriumcarbonat; existiren hingegen von demselben Elemente mehrere Säuren, so bildet man die Namen des sauerstoffreicheren durch at, des sauerstoffärmeren durch it.

Den deutschen Präfixen Ueber- und Unter- für die Säuren, z. B. Ueberchlorsäure, Unterschwefelsäure, entsprechen für die Salze die griechischen Präfixen Hyper- (abgekürzt oft Per- und Hypo- für die entsprechenden Salze, z. B. Unterschwefligsaures Natriumoxyd = Natriumhyposulfit..

Im Folgenden wird von den wichtigsten Sauerstoffsalzen nach der Ordnung der Säuren, aus welchen sie entstanden gedacht werden können, eine kurze Uebersicht gegeben werden.

Salpetersaure Salze oder Nitrate.

99. Die normalen salpetersauren Salze sind alle in Wasser löslich, von den basischen sind einige unlöslich. Ihren Sauerstoff halten sie in der Hitze nicht fest.

Kaliumnitrat oder salpetersaures Kaliumoxyd $\left.\begin{matrix}K\\NO_2\end{matrix}\right\}O =$ KNO_3, gewöhnlich Salpeter genannt, findet sich in der Natur als Auswitterung aus kalihaltigem Boden, in dessen Nähe stickstoffhaltige organische Substanzen faulen. Es krystallisirt ohne Krystallwasser in Krystallen des rhombischen Systems, von anfangs kühlendem, dann salzigbitterem Geschmack. Es löst sich schon leicht in kaltem, noch viel leichter in warmem Wasser auf, indem 100 Th. Wasser bei 0° 13 Th., bei 100° 244 Th. Salpeter lösen. Bei 350° schmilzt der Salpeter und erstarrt zu einer krystallinischen Masse; bei höherer Temperatur wird er zersetzt. Er wird vornehmlich zur Fabrikation des Schiesspulvers, zur Conservirung des Fleisches und in der Chemie als Oxydationsmittel angewandt.

Natriumnitrat oder salpetersaures Natron $NaNO_3$, auch Chili-Salpeter genannt, findet sich in der Natur in Lagern von mehreren Fuss Mächtigkeit in mehreren Theilen Südamerikas. Es löst sich sehr leicht in Wasser, und krystallisirt hieraus in Rhomboëdern von bitterlich kühlendem Geschmack. In der Hitze schmilzt es. Zur Fabrikation des Schiesspulvers kann es nicht wohl verwandt werden, da es leicht Feuchtigkeit an der Luft anzieht und sich mit Kohle weniger leicht in der Hitze zersetzt, als das mit Kali-Salpeter dargestellte Pulver. Der Natron-Salpeter wird namentlich zur Darstellung des Kali-Salpeters und der Salpetersäure, sowie zum Einpökeln des Fleisches benutzt.

Ammoniumnitrat oder salpetersaures Ammoniumoxyd $= \left.\begin{matrix}NH_4\\NO_2\end{matrix}\right\}O$ $(NH_4)NO_3$ bildet säulenförmige Krystalle, welche an der Luft leicht zerfliessen und in Wasser sich unter bedeutender Temperaturerniedrigung leicht lösen. Beim Erhitzen zerfällt es in Wasser und Stickoxydul.

Silbernitrat oder salpetersaures Silberoxyd $AgNO_3$, bildet grosse farblose Krystalle des rhombischen Systems, die sich leicht in Wasser lösen. Es schmilzt leicht und erstarrt beim Erkalten zu einer krystallinischen Masse, welche unter dem Namen Höllenstein bekannt ist. Das Silbernitrat zersetzt sich sehr leicht am Lichte und in Berührung mit organischen Substanzen. Hierauf stützt sich seine Anwendung zur Photographie und in der Chirurgie zum Aetzen.

Calciumnitrat oder salpetersaure Kalkerde $\left.\begin{matrix}Ca\\2NO_2\end{matrix}\right\}O_2 =$ $Ca2(NO_3) = CaN_2O_6$ (Mauersalpeter) findet sich in einigen Quellwassern aufgelöst und an Mauern ausgewittert, eine weisse Masse

von scharfem, bitterm Geschmack. Mit 4 Molekülen Krystallwasser bildet sie wasserhelle Krystalle, welche an der Luft schnell zerfliessen und in sehr wenig Wasser löslich sind.

Baryumnitrat oder salpetersaurer Baryt, BaN_2O_6, bildet weisse durchscheinende Octaëder von scharfem herbem Geschmack.

Strontiumnitrat oder salpetersaurer Strontian, SrN_2O_6, ist mit Baryumnitrat isomorph, und verhält sich überhaupt diesem ähnlich.

Bleinitrat oder salpetersaures Bleioxyd, PbN_2O_6, bildet ebenfalls wasserhelle Krystalle des regulären Systems, mit den beiden vorhergehenden Salzen isomorph.

Kobaltnitrat oder salpetersaures Kobaltoxydul, $CoN_2O_6 + 6H_2O$, bildet karmoisinrothe Krystalle des monoklinen Systems, welche sich sehr leicht in Wasser lösen.

Kupfernitrat oder salpetersaures Kupferoxyd, $CuN_2O_6 + 3H_2O$, bildet säulenförmige blaue Krystalle, die an der Luft zerfliessen und sich leicht zu einer intensiv blauen Flüssigkeit lösen.

Quecksilbernitrat oder salpetersaures Quecksilberoxyd (normales), HgN_2O_6, eine zerfliessliche, wasserhelle Salzmasse, welche beim Zusatz von Wasser sich mit demselben in Salpetersäure und basisches Quecksilbernitrat zersetzt; letzteres ist ein gelbes in Wasser unlösliches Pulver.

Quecksilbernitrat (diatomes) oder salpetersaures Quecksilberoxydul, $(Hg_2)N_2O_6$, bildet mit 2 Molekülen Krystallwasser, farblose Krystalle des monoklinen Systems, welche sich in wenig Wasser unverändert lösen, aber durch Zusatz von viel Wasser zersetzt werden, wobei sich basisches diatomes Quecksilbernitrat, oder halbsalpetersaures Quecksilberoxydul als gelbes Pulver von der Zusammensetzung $\left.\begin{matrix}(Hg_2)\\HNO_2\end{matrix}\right\} O_2$, ausscheidet.

Wismuthnitrat oder salpetersaures Wismuthoxyd, $\left.\begin{matrix}Bi\\3NO_2\end{matrix}\right\} O_3 = BiN_3O_9$, (normal), bildet farblose Krystalle von der Zusammensetzung $2BiN_3O_9 + 9H_2O$, welche sich mit Wasser zersetzen und sich in basische Salze verwandeln.

Eisennitrat oder salpetersaures Eisenoxyd, $\left.\begin{matrix}(Fe_2)\\6NO_2\end{matrix}\right\} O_6 = (Fe_2)N_6O_{18}$ (normal) bildet mit 18 Molekülen Wasser zerfliessliche Krystalle, die sich in Wasser mit rothgelber Farbe lösen, und sich leicht durch Abgabe von Salpetersäure oder durch Aufnahme von Eisenhydroxyd in basische Verbindungen verwandeln.

Unterchlorigsaure Salze oder Hypochlorite.

100. Sie zersetzen sich äusserst leicht schon bei Einwirkung der Kohlensäure der atmosphärischen Luft, wobei der Geruch nach Chlor wahrnehmbar wird. Wegen ihrer leichten Zersetzbarkeit und des dabei entstehenden Chlors und Unterchlorigsäureanhydrids werden ihre Lösungen als Bleich- und Desinfectionsmittel angewandt.

Kaliumhypochlorit oder unterchlorigsaures Kali, $\left.\begin{matrix}K\\Cl\end{matrix}\right\}O = KClO$, ist der wirksame Bestandtheil der Javelleschen Lauge, welche als Fleckenwasser dient.

Natriumhypochlorit oder unterchlorigsaures Natron NaClO, ist der wesentlichste Bestandtheil der Labaraque'schen Lauge, die als Bleich- und Desinfectionsmittel Anwendung findet.

Calciumhypochlorit oder unterchlorigsaure Kalkerde, $CaCl_2O_2$, ist der wesentliche Bestandtheil des Chlorkalks, welcher aus einem Gemenge von Calciumhypochlorit, Calciumchlorid und Calciumhydroxyd besteht, und aus welchem Wasser vornehmlich die beiden ersteren auflöst. Die Anwendung des Chlorkalks als Bleich- und Desinfectionsmittel ist höchst mannigfach.

Chlorsaure Salze oder Chlorate.

101. Die Chorate sind alle in Wasser löslich. Sie zersetzen sich leicht in der Hitze oder bei Einwirkung brennbarer Körper, indem sie Sauerstoff abgeben.

Kaliumchlorat oder chlorsaures Kali, $\left.\begin{matrix}K\\ClO_2\end{matrix}\right\}O = KClO_3$, bildet wasserhelle, glasglänzende Krystalle des monoklinen Systems von kühlendem, herbem Geschmacke; es schmilzt bei gelinder Wärme, zersetzt sich aber bei 356° unter Abscheidung von Sauerstoff.

Uebermangansaure Salze oder Hypermanganate.

102. Sie sind alle in Wasser mit rother Farbe löslich, zum Theil zerfliesslich. Im trockenen Zustande sind sie dunkelroth oder schwarz. Sie verhalten sich in der Hitze und bei Einwirkung brennbarer Körper ähnlich wie die Chlorate, Manganate und Nitrate, indem sie leicht Sauerstoff abgeben.

Kaliumhypermanganat oder übermangansaures Kali, $\left.\begin{matrix}K\\MnO_3\end{matrix}\right\}O$

$= KMnO_4$, bildet dunkelpurpurfarbene Nadeln des rhombischen Systems, welche sich mit purpurrother Farbe in Wasser auflösen.

Schwefelsaure Salze oder Sulfate.

103. Da die Schwefelsäure vom zweifachen Typus Wasser ist, so enthalten ihre normalen Salze zwei Atome der einwerthigen, ein Atom der zweiwerthigen Metalle u. s. w. Die normalen und sauren Salze sind in Wasser löslich; ausgenommen sind die Salze von Baryum, Strontium und Blei, welche völlig unlöslich sind, und das Calciumsulfat, welches schwer löslich ist. Die basischen Sulfate sind zum grössten Theil in Wasser unlöslich.

Kaliumsulfat oder schwefelsaures Kali, $\left.\begin{matrix}K_2\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2 = K_2SO_4$, (normales), bildet wasserhelle Krystalle des rhombischen Systems, welche in Wasser ziemlich schwierig löslich sind (bei 15° in 100 Th. Wasser 12 Th., bei 100° 26 Th.). Die Krystalle schmelzen in sehr hoher Temperatur ohne sich zu zersetzen. — Das saure Kaliumsulfat, $\left.\begin{matrix}HK\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2 = HKSO_4$, bildet Krystalle des monoklinen Systemes, welche in Wasser leicht löslich sind. Es schmilzt bei 197° und zersetzt sich bei 600°.

Natriumsulfat oder schwefelsaures Natron Na_2SO_4 (normales), krystallisirt bei höheren Temperaturen in wasserfreien Krystallen, in Temperaturen unter 20° mit 10 Molekülen Krystallwasser; letztere gehören zum monoklinen System und verwittern durch Wasserverlust an trockener Luft. Das Salz ist leicht löslich in Wasser, doch nach dem Grade der Temperatur in sehr verschiedener Menge: 100 Th. Wasser lösen bei 33° 322 Th. (das Maximum) des zehnfach gewässerten Salzes auf, bei 0° 12½ Th., bei 50° 263 Th. Das Salz wird vielfach als Arzneimittel und bei der Soda- und Glasfabrikation angewandt.

Ammoniumsulfat oder schwefelsaures Ammoniak, $\left.\begin{matrix}(NH_4)_2\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2 = N_2H_8SO_4$, bildet farblose, durchsichtige, in Wasser leicht lösliche Krystalle des rhombischen Systems, welche mit denen des Kaliumsulfats isomorph sind. Bei Temperaturen über 180° zersetzt es sich.

Calciumsulfat oder schwefelsaure Kalkerde, $\left.\begin{matrix}Ca\\SO_2\end{matrix}\right\} O_2 = CaSO_4$, findet sich in der Natur ohne Krystallwasser unter dem Namen An-

hydrit und mit 2 Molekülen Krystallwasser als Gyps. 1. Der Anhydrit $CaSO_4$ krystallisirt im rhombischen Systeme, findet sich aber meist körnig und dicht. Seine Spaltbarkeit ist makrodiagonal und brachydiagonal sehr vollkommen, basisch vollkommen; die Härte ist 3, das spec. Gewicht 2,8 . . . 3; er ist meist farblos, doch auch durch Beimischungen fremder Substanzen gefärbt, durchsichtig bis durchscheinend. — 2. Der Gyps, $CaSO_4$, $2H_2O$, krystallisirt im monoklinen System, oft in sehr grossen Krystallen. Die Spaltungsrichtungen sind klinodiagonal höchst vollkommen, zwei andere Spaltungsrichtungen unvollkommen. Der Gyps ist mild, in dünnen Blättchen meist biegsam; die Härte ist 2, das spec. Gewicht 2,3, in reinem Zustande wasserhell, doch häufig auch gefärbt; auf den vollkommensten Spaltungsflächen besitzt er Perlmutterglanz, auf anderen Seidenglanz; er ist durchsichtig bis durchscheinend. Beim Erhitzen verliert der Gyps das Krystallwasser und zerfällt dadurch zu einem feinen Pulver, welches beim Uebergiessen mit Wasser dasselbe wieder aufnimmt; und dabei löst sich ein Theil des Gypses (2 Th. in 1000 Theilen Wasser) auf; durch letztere Lösung werden beim Trocknen die einzelnen Theilchen mit einander zu einer zusammenhängenden Masse verkittet. Hierauf stützt sich die Anwendung des Gypses als Mörtel, zu Estrichen, Stuckaturen, Büsten, Statuen, Abgüssen, zur Bereitung von künstlichem Marmor, Gypsverbänden u. s. w. Auch wird der gebrannte oder roh gemahlene Gyps zur Verbesserung des Ackerbodens gebraucht. Der dichte und feinkörnige weisse Gyps wird unter dem Namen Alabaster zu Vasen, Säulen, Statuen und andern Gegenständen, der feinfaserige mit Seidenglanz versehene zu Perlen und ähnlichem Zierrath verarbeitet. Der derbe mit deutlichen Spaltungsrichtungen versehene Gyps führt auch den Namen Fraueneis. Der körnige, dichte und erdige Gyps findet sich als Gebirgsmasse.

Baryumsulfat oder schwefelsaure Baryterde, $BaSO_4$, findet sich in der Natur als Mineral unter dem Namen Baryt oder Schwerspath. Er krystallisirt im rhombischen System; von den Spaltungsrichtungen ist die brachydiagonale vollkommen, die makrodome etwas weniger vollkommen. Die Krystalle sind isomorph mit denen von Strontium- und Bleisulfat. Die Härte ist 3, das specifische Gewicht 4,5. Es ist farblos, bisweilen wasserhell, doch meist röthlich gefärbt und nur durchscheinend. Der sogenannte Kalkbaryt ist eine dem Gesetze der Isomorphie entsprechende Mischung von Calcium- und Baryumsulfat.

Strontiumsulfat oder schwefelsaure Strontianerde, $SrSO_4$, als Mineral Cölestin, isomorph mit Baryum- und Bleisulfat; Härte 3, spec. Gewicht 4; er ist im reinen Zustande farblos, bisweilen wasserhell, meist bläulich (daher der Mineral-Name) und nur durchscheinend. Vornehmlich wird er in der Feuerwerkerei zur Darstellung von Rothfeuer verwandt.

Bleisulfat oder schwefelsaures Bleioxyd, $PbSO_4$, als Mineral Bleivitriol oder Vitriolbleierz genannt, ist isomorph mit Baryum- und Strontiumsulfat. Der Bruch ist muschelig, die Härte 3, das spec. Gewicht 6,2; es ist oft farblos und durchsichtig, sonst auch gelblich oder grau oder braun gefärbt und durchscheinend. Es löst sich nicht in Wasser und in verdünnten Säuren, wohl aber in concentrirter Schwefelsäure. In der Glühhitze schmilzt es, zersetzt sich aber nicht; beim Abkühlen erstarrt es krystallinisch. Künstlich dargestellt ist es ein weisses Pulver.

Magnesiumsulfat oder schwefelsaure Talkerde $MgSO_4$, auch Bittersalz, oder Seidschützer Salz genannt, bildet in wasserfreiem Zustande eine weisse undurchsichtige Masse von bitterem Geschmack, in starker Hitze schmelzend. Es verbindet sich mit 1, 2, 6, 7, 12 Molekülen Krystallwasser; das siebenfach gewässerte ist das gewöhnliche Bittersalz in säulenförmigen Krystallen des rhombischen Systems, die bei gelinder Wärme schmelzen und an warmer Luft nur wenig verwittern; das geglühte Bittersalz löst sich nur langsam in Wasser, das krystallisirte rasch und reichlich. Es ist ein Bestandtheil einiger Mineralwässer und ist auch im Meerwasser enthalten. Mit den Alkalisulfaten bildet es Doppelsalze, welche 6 Moleküle Krystallwasser enthalten $= \left.\begin{matrix} K_2Mg \\ 2SO_2 \end{matrix}\right\} O_4, 6H_2O = K_2MgS_2O_8, 6H_2O$.

Zinksulfat oder schwefelsaures Zinkoxyd, $ZnSO_4$, auch Zinkvitriol, weisser Vitriol genannt, bildet als wasserfreies Salz eine weisse zerreibliche Masse; mit 1, 2, $^3/_2$, 5, 6, 7 Molekülen Krystallwasser bildet es krystallinische Verbindungen. Das siebenfach gewässerte Zinksulfat ist das gewöhnliche und bildet zwei dimorphe Modifikationen, indem es sowohl wasserhelle Krystalle des rhombischen (Form des Magnesiumsulfats), als auch des monoklinen Systems bildet; die Krystalle verwittern an der Luft, in Wasser sind sie leicht löslich. — Mit den Alkalien bildet das Zinksulfat Doppelsalze von der Constitution des Kalium-Magnesiumsulfats.

Ferrosulfat oder schwefelsaures Eisenoxydul $FeSO_4$ (Eisen-

vitriol, grüner Vitriol), ist im wasserfreien Zustande ein weisses Pulver. Es existirt in Verbindung mit 1, 2, 3, 4, 7 Molekülen Krystallwasser; das letztere ist der gewöhnliche Eisenvitriol, welcher blassblaue durchsichtige Krystalle des monoklinen Systems (isomorph mit der zweiten Modifikation des Zinksulfats) bildet. Es ist leicht löslich in Wasser. In der Natur bildet es sich durch Verwitterung von Schwefeleisen. Beim Erhitzen verliert das krystallisirte Eisensulfat erst das Wasser, und zersetzt sich dann in Eisenoxyd, und die Anhydride von schwefliger Säure und Schwefelsäure.

Kobaltsulfat oder schwefelsaures Kobaltoxydul, $CoSO_4$, bildet mit sieben Molekülen Wasser karmoisinrothe Krystalle von der Form des Eisenvitriols; nicht ganz leicht in Wasser löslich.

Nickelsulfat oder schwefelsaures Nickeloxydul, $NiSO_4$, ist ohne Krystallwasser hellgelb; mit sieben Molekülen Krystallwasser bildet es smaragdgrüne durchsichtige Krystalle des rhombischen Systems (isomorph mit Magnesiumsulfat), die leicht in Wasser löslich sind.

Manganosulfat oder schwefelsaures Manganoxydul, $MnSO_4$, ist im wasserfreien Zustande eine weisse zerreibliche Masse; mit 1, 2, 3, 4, 5, 7 Molekülen Krystallwasser bildet es blassrosenrothe oder farblose Krystalle; die siebenfach gewässerten Krystalle bilden sich bei Temperaturen unter $+ 6^0$ und stimmen mit den monoklinen Krystallen der zuletzt genannten Sulfate überein; bei gewöhnlicher Temperatur krystallisirt das Salz dagegen mit 5 Molekülen Krystallwasser in Gestalten des triklinen Systems, welche mit denen des fünffach gewässerten Kupfersulfats isomorph sind.

Kupfersulfat oder schwefelsaures Kupferoxyd, $CuSO_4$ (Kupfervitriol, cyprischer Vitriol, blauer Vitriol), bildet im wasserfreien Zustande farblose, durchsichtige Krystalle oder ein weisses Pulver. In Wasser gelöst schmeckt es herb metallisch und röthet Lakmus. Es existirt in Verbindung mit 1, 2, 5 Molekülen Krystallwasser; die letzte Verbindung ist die gewöhnliche Form des käuflichen Kupfervitriols und stellt grosse lasurblaue, durchsichtige Krystalle dar; sie lösen sich in 3 Th. kaltem und $^1/_2$ Th. heissem Wasser. Wenngleich das Kupfersulfat im reinen Zustande nicht mit sieben Molekülen Wasser krystallisirt, so thut es dies doch in Mischungen mit Zink-, Eisen- u. s. w. Sulfat, sobald letztere in ihnen vorherrschen; umgekehrt nehmen solche Mischungen die Constitution und die Form des Kupfervitriols an, wenn letzteres vorherrscht. Es kann danach das Kupfersulfat als isomorph mit den vorhergehenden Sulfaten angenommen werden. Auch die Doppelsalze, welche das Kupfersulfat mit den Alkalisulfaten

und 6 Molekülen Krystallwasser bildet, sind denen des Magnesiums, Zinks u. s. w. isomorph. — Das Kupfersulfat findet sich in der Natur bisweilen krystallisirt, oder in dem sogenannten Cämentwasser aufgelöst.

Aluminiumsulfat oder schwefelsaure Thonerde (normal), $\left.\begin{matrix}(Al_2)\\3SO_2\end{matrix}\right\}O_6 = (Al_2)S_3O_{12}$, bildet mit 18 Molekülen Krystallwasser eine weiche blätterige oder aus feinen Nadeln bestehende Krystallmasse, welche sich leicht in Wasser löst, beim Erhitzen zuerst das Krystallwasser und dann beim Glühen Schwefelsäure verliert. Das Salz findet sich in der Natur als Haarsalz. — Ein basisches Aluminiumsulfat von der Zusammensetzung $\left.\begin{matrix}(Al_2)\\H_4, SO_2\end{matrix}\right\}O_6 + 7H_2O$, findet sich als Mineral unter dem Namen Aluminit in weissen nierförmigen Knollen von feinerdiger Zusammensetzung, unlöslich in Wasser. Das künstlich dargestellte ist ein weisses, in Wasser unlösliches Pulver.

Ferrisulfat oder schwefelsaures Eisenoxyd, $\left.\begin{matrix}(Fe_2)\\3SO_2\end{matrix}\right\}O_6 = (Fe_2)S_3O_{12} = (Fe_2)3SO_4$, ist ein gelblich-weisses, amorphes zerfliessliches Pulver, welches in Wasser sehr leicht mit rothgelber Farbe löslich ist. Die Auflösung zersetzt sich beim Erhitzen. Basische Eisensulfate finden sich in der Natur als Vitriolocker von verschiedener Zusammensetzung z. B. $\left.\begin{matrix}2(Fe_2)\\H_{10}, SO_2\end{matrix}\right\}O_{12} + H_2O$, erdige, ockergelbe Substanzen.

Manganisulfat oder schwefelsaures Manganoxyd, $(Mn_2)S_3O_{12} = (Mn_2)3SO_4$, ein zerfliessliches dunkelgrünes, amorphes Pulver, welches sich leicht zersetzt.

Chromsulfat oder schwefelsaures Chromoxyd, $(Cr_2)S_3O_{12} = (Cr_2)3SO_4$, (normal), existirt in 3 Modifikationen: 1) als unlösliches Pulver von blassrother Farbe, 2) als lösliche, grüne, amorphe, zähe Flüssigkeit, 3) als lösliche, grünblaue, octaëdrische Krystalle mit 18 Molekülen Krystallwasser.

Die zuletzt genannten Sulfate, nämlich des Aluminiums, Eisens, Mangans und Chroms, von der Constitution $\left.\begin{matrix}(M_2)\\3SO_2\end{matrix}\right\}O_6$, also 6 Moleküle Wasser darstellend, gehen mit den normalen Sulfaten der Alkalimetalle, im Besondern Kalium, Natrium, Ammonium Verbindungen zu Doppelsalzen ein, welche vom achtfachen Typus Wasser sind, mit 24 Molekülen Wasser in Gestalten des regulären Systems krystallisiren,

und sich, da sie isomorph sind, gegenseitig ohne Aenderung der Krystallgestalt vertreten können. Sie führen im Allgemeinen den Gattungsnamen Alaun und ihre Zusammensetzung ist nach der Formel $\left.\begin{matrix}(M_2)M'_2 \\ 4SO_2\end{matrix}\right\} O_8,\ 24H_2O = (M_2)M'_2S_4O_{16},\ 24H_2O$.

Die wichtigsten der Alaune sind:

Kaliumaluminiumsulfat oder gemeiner Alaun, farblos, von anfangs süssem und bald darauf zusammenziehendem Geschmack. Beim Erhitzen schmilzt es zunächst in seinem Krystallwasser, bei weiterem Erhitzen verdampft alles Wasser und es bleibt der wasserfreie Alaun als weisse schwammige Masse zurück; dies ist der sogenannte gebrannte Alaun; bei noch höherer Temperatur zersetzt er sich. In 100 Th. Wasser sind bei 20° 16 Th., bei 100° 360 Th. krystallisirter Alaun löslich. Man benutzt den Alaun vorzüglich in der Färberei und Weissgerberei.

Ammoniumaluminiumsulfat ist in jeder Hinsicht dem vorigen sehr ähnlich, und wird auch zu denselben Zwecken verwandt.

Das Natriumaluminiumsulfat ist höchst leicht löslich und krystallisirt daher sehr schwer; weshalb es in den Gewerben nicht viel angewandt wird.

Die Eisenalaune sind von blassamethystrother Farbe. Von diesen ist der Ammoniumalaun derjenige, welcher sich am besten an der Luft hält.

Die Manganalaune haben dunkel-violette Farbe; sie sind leicht zersetzbar.

Das Kaliumchromsulfat krystallisirt in tief violetten bis schwarzen Octaëdern, welche das Licht mit rubinrother Farbe durchlassen; die Krystalle sind, wenn sie rein sind, luftbeständig; sie lösen sich in 6 Theilen kaltem Wasser mit schmutzig blauer Farbe; in heissem Wasser zersetzen sie sich.

Unterschwefligsaure Salze oder Hyposulfite.

104. Aus der Existenz von Salzen, welche, wenn M ein einwerthiges Metall darstellt, die Constitution $M_2S_2O_3$ haben, schliesst man auf die Existenz einer Säure von der Constitution $H_2S_2O_3$, ein Schluss, der bis jetzt durch die Erfahrung noch nicht bestätigt ist, da es weder gelungen ist die Unterschweflige Säure, noch ihr Anhydrid darzustellen. Aus obigen Formeln geht hervor, dass die Unterschweflige Säure vom zweifachen Typus Wasser sein würde, und

dass die entsprechenden Salze der einwerthigen Metalle aufgefasst werden können als $\left.\begin{matrix}M_2\\S_2O\end{matrix}\right\}O_2$.

Natriumhyposulfit, $\left.\begin{matrix}Na_2\\S_2O\end{matrix}\right\}O_2 = Na_2S_2O_3$, oder unterschwefligsaures Natron krystallisirt mit 5 Molekülen Krystallwasser in grossen hellen Prismen des monoklinen Systems, welche leicht löslich in Wasser, von bitterem Geschmack und luftbeständig sind.

Schwefligsaure Salze oder Sulfite.

105. Sie sind vom zweifachen Typus Wasser. Die normalen Salze der Alkalien und die sauren Salze der Alkalien und alkalischen Erden sind in Wasser löslich, die meisten übrigen unlöslich.

Mangansaure Salze oder Manganate.

106. Aus der Constitution von Verbindungen, die nach der Formel M_2MnO_4 zusammengesetzt sind, schliesst man, dass die hypothetische Mangansäure die Zusammensetzung H_2MnO_4 haben müsste, und dass sie also vom zweifachen Typus Wasser sei. Ihre Salze können daher nach der Formel $\left.\begin{matrix}M_2\\MnO_2\end{matrix}\right\}O_2$, also analog den Sulfaten aufgefasst werden. Die Manganate der Alkalien sind in Wasser löslich, die des Baryums und Strontiums nicht; die übrigen sind nicht bekannt. Sie zersetzen sich leicht durch Abgabe von Sauerstoff an andere Stoffe.

Kaliummanganat oder mangansaures Kali $\left.\begin{matrix}K_2\\MnO_2\end{matrix}\right\}O_2 = K_2MnO_4$, bildet dunkelgrüne Krystalle des rhombischen Systems, welche mit denen des Kaliumsulfats isomorph sind; sie lösen sich in wenig Wasser mit tiefgrüner Farbe. Schon beim Verdünnen mit Wasser zersetzen sie sich unter Ausscheidung von Mangansuperoxyd und Bildung von Kaliumhypermanganat; dasselbe erfolgt bei Zusatz von Säuren. Da das sich bildende Kaliumhypermanganat eine ganz andere Farbe besitzt als das Manganat, nämlich roth, so bezeichnete man das letztere früher mit dem Namen mineralisches Chamäleon, in neuerer Zeit hingegen wird dieser Name meist dem Hypermanganat beigelegt. Auch oxydirbare anorganische und alle organischen Substanzen entziehen dem Kaliummanganat Sauerstoff.

Chromsaure Salze oder Chromate.

107. Die normalen Salze der einwerthigen Metalle sind vom zweifachen Typus Wasser, von der Constitution $\left.\begin{matrix} M_2 \\ CrO_2 \end{matrix}\right\} O_2 = M_2CrO_4$, isomorph mit den Sulfaten und Manganaten. Sie sind entweder gelb oder roth gefärbt. Die Chromate der Alkalien sind in Wasser löslich.

Kaliumchromat (normales), $\left.\begin{matrix} K_2 \\ CrO_2 \end{matrix}\right\} O_2 = K_2CrO_4$, bildet gelbe Krystalle des rhombischen Systems, isomorph mit Kaliumsulfat und Kaliummanganat. Beim Glühen schmilzt es ohne Zersetzung. Es löst sich leicht in Wasser und ertheilt demselben eine höchst intensive Färbekraft.

Kaliumbichromat oder zweifach chromsaures Kali, $K_2Cr_2O_7$, vielleicht aufzufassen als 3 Moleküle Wasser $\left.\begin{matrix} H_2 \\ 2H_2 \end{matrix}\right\} O_3$, in welchem ein Paar Wasserstoffatome durch ein Paar Kaliumatome und die beiden andern Paare Wasserstoffatome durch zwei zweiwerthige Radikale CrO_2 (analog SO_2 in der Schwefelsäure) ersetzt sind, also $\left.\begin{matrix} K_2 \\ 2CrO_2 \end{matrix}\right\} O_3$; auch lässt sich das Salz betrachten als 2 Moleküle (hypothetisches) saures Kaliumchromat, aus welchem die Elemente von 1 Molekül Wasser ausgetreten sind: $K_2Cr_2O_7 = 2HKCrO_4 - H_2O$. Es bildet grosse gelbrothe Krystalle des triklinen Systems, welche ziemlich schwer in kaltem, leicht dagegen in heissem Wasser mit gelbrother Farbe löslich sind. Erst in der Weissglühhitze zersetzen sich die Krystalle, nachdem sie geschmolzen sind, unter Abgabe eines Theiles Sauerstoff.

Baryumchromat, $BaCrO_4$, ist ein hellgelbes in Wasser schwer lösliches Pulver, welches unter dem Namen gelber Ultramarin in den Handel kommt.

Bleichromat oder chromsaures Bleioxyd (normales), $PbCrO_4$, findet sich in der Natur als Rothbleierz; künstlich dargestellt ist es ein schön gelbes, in Wasser unlösliches Pulver, welches als Malerfarbe unter dem Namen Chromgelb oder Königsgelb in den Handel kommt. Beim Erhitzen schmilzt es und erstarrt zu einer braunrothen Masse.

Das basische Bleichromat Pb_2CrO_5, vom dreifachen Typus Wasser, $\left.\begin{matrix} 2Pb \\ CrO_2 \end{matrix}\right\} O_3$, ist ein schön rothes, glänzendes, krystalli-

nisches Pulver, welches als Farbematerial den Namen Chromroth führt.

Kohlensaure Salze oder Carbonate.

108. Die normalen Carbonate der Alkalimetalle sind in Wasser löslich, diejenigen aller übrigen Metalle dagegen unlöslich; in kohlensäurehaltigem Wasser sind die letztern jedoch auch einigermaassen löslich. Da die Kohlensäure eine sehr schwache Säure ist, so bildet sie mit den schwächern Basen, d. h. denen der edeln Metalle und den diatomen Basen, meist keine Salze. Mit Ausnahme der Salze der Alkalien, zerlegen sie sich beim Erhitzen unter Freiwerden von Kohlensäureanhydrid.

Kaliumcarbonat oder kohlensaures Kali (neutrales), $\left.\begin{matrix}K_2\\CO\end{matrix}\right\} O_2 = K_2CO_3$, unter dem Namen Potasche bekannt, wird aus der Asche der Landpflanzen dargestellt, oder aus Chlorkalium. Es stellt eine weisse Masse dar, welche bei höherer Temperatur zu einer farblosen Flüssigkeit schmilzt und in der Weissglühhitze ohne Zersetzung verdampft. Es ist im Wasser leicht löslich, und zerfliesst schon an der Luft. Die Lösung ist dickflüssig, wirkt etwas ätzend und reagirt und schmeckt stark alkalisch. Mit 2 Molekülen Wasser krystallisirt es aus einer heissen concentrirten Lösung in Gestalten des rhombischen Systems, welche leicht an der Luft zerfliessen. Die Potasche wird namentlich zum Waschen, zur Seifensiederei und zur Glasfabrikation angewandt.

Das saure Kaliumcarbonat, $\left.\begin{matrix}HK\\CO\end{matrix}\right\} O_2 = HKCO_3$, bildet wasserhelle grosse Krystalle des monoklinen Systems, von salzigem, schwach alkalischem, jedoch nicht ätzendem Geschmack. Die Krystalle sind luftbeständig, und lösen sich leicht in Wasser; die Lösung verliert beim Erhitzen Kohlensäure.

Natriumcarbonat oder kohlensaures Natron $\left.\begin{matrix}Na_2\\CO\end{matrix}\right\} O_2 = Na_2CO_3$, im gewöhnlichen Leben Soda genannt, findet sich natürlich in den Natronseen von Aegypten und Ungarn, und wittert als lockeres Pulver aus manchen Bodenarten und Gesteinen aus. Man gewann es früher ausserdem aus der Asche von Seestrandpflanzen, welche unter dem Namen rohe Soda, im Besondern Barilla-Soda, Kelp- und Varec-Soda in den Handel kam. In neuerer Zeit wird es namentlich zum Zweck der Seifen- und Glasfabrikation und zum Waschen aus Koch-

salz, nachdem es mit Hülfe von Schwefelsäure in Natriumsulfat verwandelt ist, dargestellt. Es krystallisirt mit 1, 5, 6, 8, 10 Molekülen Wasser. Das gewöhnliche zehnfach-gewässerte bildet Krystalle des monoklinen Systems, schmilzt bei gelinder Wärme unter Ausscheidung des einfach gewässerten Salzes zu einer Flüssigkeit, die bei 35° wieder erstarrt; es verwittert schnell an der Luft und verwandelt sich bei 38° in einfach-gewässertes, bei 12,5° in fünffach-gewässertes Salz. 100 Th. Wasser lösen von der gewöhnlichen krystallisirten Soda bei 14° 60 Th., bei 36° 883 Th. und bei 104° 445 Th.

Natriumsesquicarbonat oder anderthalbfachsaures kohlensaures Natron, $\left.\begin{matrix} H_2Na_4 \\ 3CO \end{matrix}\right\} O_6 = H_2Na_4C_3O_9$, findet sich in der Natur als Trona oder Urao mit 2 Molekülen Krystallwasser in Afrika und Amerika (namentlich Fezzan und Columbien) als Bestandtheil des Erdbodens in Krystallen des monoklinen Systems, meist stänglig, leicht in Wasser löslich; da dieses Salz nicht verwittert, so wird es in den steinarmen Gegenden von Fezzan sogar als Baustein benutzt. Das künstliche ist dem natürlichen ähnlich.

Natriumbicarbonat oder zweifach-kohlensaures Natron, $\left.\begin{matrix} HNa \\ CO \end{matrix}\right\} O_2 = HNaCO_3$, findet sich natürlich in Mineralwässern und bildet luftbeständige Krystalle, welche in Wasser leicht löslich sind; die Lösung zeigt schwache alkalische Reaktion. Es wird u. a. zur Darstellung von Brausepulver verwandt.

Ammoniumcarbonat oder kohlensaures Ammoniak, $\left.\begin{matrix} (NH_4)_2 \\ CO \end{matrix}\right\} O_2$ (normales), ist nur in Lösungen bekannt.

Ammoniumsesquicarbonat oder anderthalbfachsaures kohlensaures Ammoniak, $\left.\begin{matrix} (NH_4)_4 \\ 3CO \end{matrix}\right\} O_5$, also 5 Molekülen Wasser entsprechend, ist das kohlensaure Ammoniak des Handels, und bildet eine weisse krystallinische, lockere Masse, welche stark nach Ammoniak riecht, schon bei geringer Wärme unzersetzt verdampft und sich in kaltem Wasser leicht auflöst, durch kochendes aber zersetzt wird. Es wird in der Medizin, ausserdem auch in der Kuchenbäckerei gebraucht. Man stellt es dar durch Destillation organischer stickstoffhaltiger Substanzen; auch wird es häufig als Nebenprodukt gewonnen, z. B. bei der Destillation der Steinkohlen. Da man früher zu seiner Darstellung Hirschhorn anwandte, so führt es auch jetzt noch den Namen Hirschhornsalz.

Calciumcarbonat, $\left.\begin{matrix}Ca\\CO\end{matrix}\right\} O_2 = CaCO_3$, findet sich in der Natur in dimorphen Modifikationen als Kalkspath und Aragonit.

1) Der Kalkspath krystallisirt im hexagonalen System, und zeigt nach den Flächen eines Rhomboëders unter Winkeln von 105° 8′ sehr vollkommene Spaltbarkeit; die Härte ist 3, das specifische Gewicht 2,7; er ist im reinen Zustande farblos oder weiss, bisweilen ist er durch Beimischungen gefärbt; die Durchsichtigkeit ist verschieden; der vollkommen durchsichtige zeigt in ausgezeichneter Weise doppelte Strahlenbrechung. Der Kalkspath ist in reinem Wasser fast unlöslich, dagegen löslich in Kohlensäure enthaltendem Wasser; aus diesem Wasser scheidet sich, wenn die Kohlensäure verdunstet, das Salz in krystallinischem Zustande aus und bildet Incrustationen, Tropfsteine (Stalaktiten, Stalagmiten), Kalktuff u. a. m. Wasser, welches durch Gehalt an Calciumcarbonat hart ist, wird durch Erhitzen wieder weich, indem sich durch Verdunsten der Kohlensäure das Salz in unlöslichem Zustande niederschlägt. Man unterscheidet krystallisirten, stängligen, faserigen, schaligen, körnigen (Marmor), dichten (bisweilen mit rundkörniger Absonderung als Rogenstein, Oolith), erdigen Kalkspath; zu dem letztern gehört auch die Kreide. Der Stinkkalk ist ein mit organischen Substanzen fein gemengter dichter Kalkspath mit schieferiger Structur und dunkler Farbe, welcher beim Reiben einen unangenehmen Geruch zeigt. Unter Mergel versteht man körnigen oder dichten Kalkspath, welcher mit Thon, oft auch mit Eisenoxyd und Kohle innig gemengt ist. Die Anwendung des Kalkspaths ist höchst mannigfaltig. Da er beim Brennen unter Abgabe von Kohlensäureanhydrid sich in Calciumoxyd verwandelt, welches durch Befeuchten mit Wasser in Calciumhydroxyd übergeht, so wird er zur Darstellung von Mauermörtel benutzt; ausserdem dient der dichte und körnige Kalkstein als Baumaterial, und als Zusatz zu verschiedenen Fabrikaten, z. B. von Glas, Soda, Eisen. Der Marmor giebt das Material für Bild- und Steinhauerarbeiten; der schieferige zur Lithographie, die Kreide als Farbe und zum Schreiben, der Mergel zum Verbessern des Ackerbodens u. s. w. Ausser im Mineralreiche ist der Kalkspath auch im Thierreiche sehr verbreitet, indem er namentlich das Material der Korallen, Muscheln, Schneckengehäuse, Eierschalen bildet; ebenso ist die Kreide von solchem thierischen Ursprung. Das künstlich dargestellte Calciumcarbonat hat, wenn es bei niederer Temperatur entstanden ist, die Form von Kalkspath, bei höherer Temperatur (d. h. ungefähr beim Siedepunkt des

Wassers) die Form von Aragonit. — Neben dem eigentlichen Kalkspath finden sich in der Natur noch verschiedene in denselben Krystallen erscheinende Abänderungen, in welchen ein Theil des Calciums durch die isomorphen Metalle Magnesium, Zink, Mangan, Eisen vertreten ist, und welche allmähliche Uebergänge zu den reinen Carbonaten dieser Metalle bilden.

2) Der Aragonit krystallisirt im rhombischen System, vorzüglich in Säulen und mit besonderer Neigung zur Zwillingsbildung; die Durchgänge sind parallel der Hauptaxe, aber nicht besonders deutlich. Häufig findet sich der Aragonit in stängligen und faserigen (meist radialfaserigen) Aggregaten, z. B. im Erbsenstein (in Kugeln), Sprudelstein (Stalaktiten). Der Bruch ist muschlig bis uneben; Härte 4, specifisches Gewicht 3; meist farblos oder schwach gefärbt; Glasglanz; durchsichtig bis durchscheinend. Künstlich erhält man das Calciumcarbonat in den Formen des Aragonits, wenn man die Krystallbildung ungefähr bei dem Siedpunkte des Wassers vor sich gehen lässt.

Magnesiumcarbonat oder kohlensaure Talkerde $MgCO_3$ (normal) findet sich in der Natur als Talkspath (Bitterspath, Magnesitspath), isomorph mit Kalkspath, Härte 4—5, spec. Gewicht 3, in reinem Zustande farblos, doch häufig durch Beimischungen anderer Stoffe gefärbt; enthält von den mit Magnesium isomorphen Stoffen, z. B. Eisen, oft beträchtliche Quantitäten; auch der Magnesit, welcher nur dicht vorkommt, ist Magnesiumcarbonat.

Die künstlich dargestellte, im Handel und in der Pharmazie als weisse Magnesia (Magnesia alba) vorkommende Verbindung, ein sehr lockeres, leichtes, blendend weisses Pulver, ist als basisches Salz $\left.\begin{matrix} Mg_4 \\ H_2, 3CO \end{matrix}\right\} O_8$ aufzufassen.

Die in der Natur vorkommenden Rautenspath, Braunspath und Dolomit sind als isomorphe Mischungen, namentlich von Kalkspath und Talkspath, aufzufassen. Die Krystalle sind denen des Kalkspaths ganz ähnlich, namentlich erscheint das Rhomboëder, welches auch die Spaltungsrichtungen bestimmt. Die Flächen sind häufig gekrümmt. Die Härte ist ungefähr 4, das spec. Gewicht 2,9; er ist durchscheinend, oft farblos oder weiss, doch auch licht gefärbt. Die körnige Varietät dieses Kalk-Talkspaths bildet unter dem Namen Dolomit ganze Gebirgsmassen.

Ferrocarbonat oder kohlensaures Eisenoxydul $FeCO_3$, ist künstlich dargestellt ein weisses amorphes Pulver, welches sich in Wasser,

das Kohlensäure enthält, auflöst und in dieser Weise den wesentlichen Bestandtheil der Stahlwässer bildet. Durch Aufnahme von Sauerstoff geht dieses Pulver an der Luft unter Abgabe von Kohlensäureanhydrid in Eisenhydroxyd über und färbt sich hierdurch braun. In der Natur kommt das Eisencarbonat unter dem Namen Eisenspath oder Spatheisenstein vor. Das Mineral ist isomorph mit Kalkspath, Talkspath, sowie mit den entsprechenden Salzen des Zinks und Mangans; die Rhomboëder haben oft gekrümmte Flächen. Auch findet er sich in nierförmigen Gestalten mit körnigem oder dichtem Bruche; letztere Varietät führt den Namen Sphärosiderit und, wenn derselbe mit Thon verunreinigt ist, und meist in mehr oder minder runden Nieren vorkommt, den Namen thoniger Sphärosiderit. Seine Härte ist 4, das spec. Gewicht 3, 8; die Farbe ist gelblich-braun, im zersetzten Zustande schwärzlich-braun (durch Uebergang in Eisenhydroxyd); im unzersetzten Zustande besitzt er ziemlich starken Glas- und Perlmutterglanz, während er im zersetzten Zustande undurchsichtig und matt ist. Der Eisenspath, sowie auch der Sphärosiderit sind vorzügliche Eisenerze. Manche Spatheisensteine enthalten beträchtliche Mengen der mit Eisen isomorphen Metalle Zink, Mangan und Magnesium; letztere Mischung führt in der Mineralogie den Namen Mesitinspath.

Manganocarbonat oder kohlensaures Manganoxydul $MnCO_3$ bildet künstlich dargestellt ein weisses Pulver, welches in kohlensaurem Wasser löslich ist und in Folge von Aufnahme von Sauerstoff leicht braun wird. Es findet sich in der Natur als Manganspath, isomorph mit den vorhergehenden und mit Zinkspath; Härte 4, specifisches Gewicht 3,5, von rosenrother Farbe, durchscheinend und Glas- oder Perlmutterglanz zeigend. Er enthält häufig Beimischungen von Carbonaten der isomorphen Metalle Calcium, Magnesium, Eisen. Das Manganocarbonat scheint auch eine dem Aragonit entsprechende Modifikation zu bilden.

Zinkcarbonat oder kohlensaures Zinkoxyd $ZnCO_3$ findet sich in der Natur als Zinkspath oder Kohlen-Galmei. Er ist mit dem vorigen isomorph; die Krystalle sind meist klein; gewöhnlich bildet er nierförmige oder traubige, zellige Aggregate in feinkörniger oder dichter Zusammensetzung. Härte 5, spec. Gewicht 4,3; bisweilen farblos, doch meist licht gelb, grau, braun oder grün gefärbt; Glas- oder Perlmutterglanz; durchscheinend bis undurchsichtig. Manche Varietäten enthalten beträchtliche Beimischungen von andern isomorphen Carbonaten.

Die künstlich dargestellten Zinkcarbonate sind basisch und je nach der Darstellungsweise von verschiedener Zusammensetzung.

Baryumcarbonat oder kohlensaure Baryterde $BaCO_3$, bildet künstlich dargestellt ein weisses, in reinem Wasser unlösliches, dagegen in Kohlensäure enthaltendem Wasser lösliches Pulver. Das natürliche Baryumcarbonat führt in der Mineralogie den Namen Witherit; dieser ist isomorph mit Aragonit sowie mit Strontium- und Bleicarbonat; deutliche Spaltungsrichtungen zeigt er parallel den rhombischen Säulenflächen. Die Härte ist etwas mehr als 3, das specifische Gewicht 4,2; meist farblos, Glasglanz, durchscheinend.

Strontiumcarbonat oder kohlensaure Strontianerde $SrCO_3$, ist künstlich dargestellt dem Baryumcarbonat sehr ähnlich; in der Natur kommt es unter dem Namen Strontianit vor, isomorph mit Aragonit, Witherit und Weissbleierz; Härte 3 und etwas mehr, spec. Gewicht 3,7; farblos, oft grünlich gefärbt; Glasglanz, durchscheinend. Er enthält häufig eine ziemlich beträchtliche Beimischung von Calciumcarbonat, welches, wie schon bemerkt, als Aragonit mit ihm isomorph ist.

Bleicarbonat oder kohlensaures Bleioxyd $PbCO_3$ (normales) ist künstlich dargestellt ein schweres weisses Pulver; das natürliche, in der Mineralogie Bleispath, Weissbleierz, auch Schwarzbleierz genannt, ist mit den beiden zuletzt genannten Salzen und mit Aragonit isomorph; es findet sich auch feinkörnig und erdig (Bleierde). Die Härte ist 3, das spec. Gewicht 6,5; es ist in reinem Zustande farblos oder weiss, aber auch durch Beimischungen oder oberflächliche Zersetzung gefärbt, namentlich grau, braun und schwarz; meist Diamantglanz, vollkommen durchsichtig bis durchscheinend.

Das im Handel als weisse Farbe vorkommende Bleiweiss ist ein Gemenge verschiedener basischer Bleicarbonate, namentlich $\left.\begin{matrix}Pb_3\\H_2,2CO\end{matrix}\right\}O_6$, $\left.\begin{matrix}Pb_4\\H_2,3CO\end{matrix}\right\}O_8$, $\left.\begin{matrix}Pb_6\\H_2,5CO\end{matrix}\right\}O_{12}$, $\left.\begin{matrix}Pb_7\\H_2,6CO\end{matrix}\right\}O_{14}$. Sie sind weisse amorphe Pulver von ausgezeichneter Deckkraft; als Farbe hat das Bleiweiss den Uebelstand, dass es bei Einwirkung von Schwefelwasserstoff durch Bildung von Schwefelblei leicht schwarz wird.

Kupfercarbonat oder kohlensaures Kupferoxyd ist als normales Salz nicht bekannt, kommt aber als basisches Salz in zwei verschiedenen Mineralien als Malachit und Kupferlasur vor, welche auch künstlich dargestellt werden können.

Der Malachit $\left.\begin{matrix} Cu_2 \\ H_2,CO \end{matrix}\right\} O_4 = Cu_2H_2CO_5$, krystallisirt in kleinen, meist nicht vollständig ausgebildeten Formen des monoklinen Systems, die meist haarförmig oder schuppig sind, oft in traubigen Aggregaten mit radialfaseriger Structur, die bisweilen in das Dichte übergeht; Härte 4, spec. Gewicht 3,8; die Farbe ist schön smaragdgrün, der Strich heller; der Glanz ist Diamantglanz, bei den faserigen Varietäten Seidenglanz; der Grad der Durchsichtigkeit ist niedrig. Der Malachit wird zu Ornamenten und Geräthen verarbeitet, bisweilen dient er auch als Malerfarbe; namentlich aber hat er als Kupfererz zur Darstellung des gediegenen Kupfers Bedeutung. Die künstlich dargestellte Verbindung ist ein grünes Pulver, welches als Farbe unter dem Namen Mineralgrün in den Handel kommt. Es bildet sich auf verschiedene Weise, im Besonderen ist es auch der sogenannte Grünspan, der sich an der Oberfläche von Kupfer oder Kupferlegirungen bildet, wenn sie lange Zeit der Einwirkung der atmosphärischen Luft ausgesetzt sind.

Kupferlasur $\left.\begin{matrix} Cu_3 \\ H_2,2CO \end{matrix}\right\} O_6$, krystallisirt im monoklinen System; die Krystalle sind meist säulenförmig und kurz, die Härte ist 3 bis 4, spec. Gewicht 3,7; die Farbe ist blau, der Glanz Glasglanz; durchscheinend bis an den Kanten durchscheinend. Die Kupferlasur wird namentlich als Kupfererz zur Darstellung des Kupfers, auch wohl als blaue Farbe benutzt.

Phosphorsaure Salze oder Phosphate.

109. Da die Phosphorsäure vom dreifachen Typus Wasser ist, dessen Wasserstoff zur Hälfte durch das dreiwerthige Radikal PO ersetzt wird, so können von den drei übrigen Wasserstoffatomen 1 oder 2 oder 3 durch Metalle ersetzt sein. Stellt M ein einwerthiges Metall dar, so ist das normale Salz von der Constitution $\left.\begin{matrix} M_3 \\ PO \end{matrix}\right\} O_3$, während $\left.\begin{matrix} HM_2 \\ PO \end{matrix}\right\} O_3$ und $\left.\begin{matrix} H_2M \\ PO \end{matrix}\right\} O_3$ saure Salze sind. Die pyrophosphorsauren und metaphosphorsauren Salze entstehen durch Glühen der gewöhnlich sauren phosphorsauren Salze, indem die Elemente von 1 oder 2 Molekülen Wasser entweichen. Von den normalen phosphorsauren Salzen sind allein die der Alkalien löslich; ihre Lösungen haben eine stark alkalische Reaction. Die dreifach-phosphorsauren

Salze sind alle in Wasser löslich und bilden stark saure Lösungen. Die wichtigsten phosphorsauren Salze sind:

Natriumphosphat oder phosphorsaures Natron (anderthalbfach saures) $\left.\begin{matrix}HNa_2\\PO\end{matrix}\right\} O_3 + 12H_2O$, bildet wasserhelle Krystalle des monoklinen Systems, welche sich leicht in Wasser lösen und an der Luft durch Wasserverlust verwittern.

Natriumammoniumphosphat oder phosphorsaures Natron-Ammoniak, gewöhnlich Phosphorsalz genannt, $\left.\begin{matrix}HNaAm\\PO\end{matrix}\right\} O_3 + 4H_2O$ krystallisirt im monoklinen System. Beim Glühen geht es in Natriummetaphosphat über, welches die Fähigkeit besitzt, Metalloxyde aufzulösen.

Calciumphosphat oder phosphorsaure Kalkerde (normal) $\left.\begin{matrix}Ca_3\\2PO\end{matrix}\right\} O_6 = Ca_3P_2O_8$ (nach alter Auffassung $3CaO, P_2O_5$), findet sich in der Natur als Apatit, in welchem 3 Moleküle Calciumphosphat mit 1 Molekül Calciumchlorid oder Calciumfluorid verbunden sind. Er krystallisirt in hexagonalen, meist kurz säulenförmigen Krystallen; Härte 5, spec. Gewicht 3,2; farblos und bisweilen weiss, aber gewöhnlich licht bunt gefärbt, durchsichtig, bis an den Kanten durchscheinend. Der dichte Apatit wird auch Phosphorit genannt; letzterer dient auch zur Verbesserung des Ackerbodens. Die anorganische Substanz der Knochen, oder die weissgebrannten Knochen, die Knochenasche, enthält $^4/_5$ ihrer Masse an Calciumphosphat, während $^1/_5$ Calciumcarbonat ist. Sie wird namentlich zur Düngung des Bodens benutzt.

Saures Calciumphosphat $\left.\begin{matrix}H_4Ca\\2PO\end{matrix}\right\} O_6$, ist löslich in Wasser und ein wesentlicher Bestandtheil des im Handel unter dem Namen Superphosphat bekannten Düngmittels, welches durch Behandlung von Knochenasche, Phosphorit, Guano u. a. mit Schwefelsäure dargestellt wird.

Bleiphosphat oder phosphorsaures Bleioxyd (normal) $\left.\begin{matrix}3Pb\\2PO\end{matrix}\right\} O_6 + PbCl_2$, ist mit dem Apatit isomorph und kommt in der Natur als Pyromorphit oder Grünbleierz vor; die Härte ist 4, das specifische Gewicht 7; in reinem Zustande farblos, doch meist licht bunt gefärbt.

Magnesiumphosphat oder phosphorsaure Magnesia $\left.\begin{matrix}Mg_3\\2PO\end{matrix}\right\} O_6 + 5H_2O$, ist ein weisses in Wasser schwer lösliches, krystallinisches

Pulver; es findet sich in kleinen Mengen in den Samen der Pflanzen und in den Knochen der Thiere.

Magnesiumammoniumphosphat $\left.\begin{matrix}Mg,Am\\PO\end{matrix}\right\}O_3 + 6H_2O$, sehr schwierig in Wasser löslich, bildet sich z. B. als Absatz des faulenden Harns.

Aluminiumphosphat (basisches) findet sich im Mineralreiche unter dem Namen Kalaït als amorphe Masse von der Härte 6. Die himmelblaue Varietät des Kalaït kommt als Türkis namentlich aus dem Orient in den Handel und wird als Edelstein zu mancherlei Schmucksachen verarbeitet.

Ferrophosphat oder phosphorsaures Eisenoxydul $\left.\begin{matrix}Fe_3\\2PO\end{matrix}\right\}O_6 + 8H_2O$ ist wahrscheinlich die Verbindung gewesen, aus welcher sich durch Oxydation das Blaueisenerz oder Vivianit, das theils in monoklinen Krystallen, theils in nierförmigen Aggregaten mit radialfaseriger Structur, theils erdig (Blaueisenerde) vorkommt, gebildet hat.

Auch das Grüneisenerz ist wahrscheinlich ursprünglich auf ein basisch phosphorsaures Eisenoxydul zurückzuführen.

Kupferphosphat oder phosphorsaures Kupferoxyd, $\left.\begin{matrix}Cu_3\\H_3,PO\end{matrix}\right\}O_6$, findet sich als Phosphorchalcit in undeutlichen kleinen monoklinen Krystallen, meist von strahliger und faseriger Textur in traubigen Aggregaten, von grüner Farbe und geringer Durchsichtigkeit.

Borsaure Salze oder Borate.

110. Die Borate sind insofern den Phosphaten ähnlich, als das Verhältniss der in ihnen enthaltenen Metalle ein sehr mannigfaltiges ist; auch sind sie wie diese meist leicht schmelzbar. Die meisten Borate entsprechen nicht der normalen Borsäure, $\left.\begin{matrix}H_3\\B\end{matrix}\right\}O_3 = H_3BO_3$, sondern dem unvollkommenen Anhydride, $4H_3BO_3 - 5H_2O = H_2B_4O_7 = \left.\begin{matrix}H_2\\B_4\end{matrix}\right\}O_7 (= H_2O, 2B_2O_3)$.

Natriumborat oder zweifach borsaures Natron, $Na_2B_4O_7 = \left.\begin{matrix}Na_2\\B_4\end{matrix}\right\}O_7$, bildet ohne Wasser ein wasserhelles Glas, in der Glühhitze schmelzend; es reagirt schwach alkalisch auf Pflanzenfarben. Mit 5 Molekülen Krystallwasser bildet es den octaëdrischen Borax, der

in feuchter Luft durch Aufnahme von Wasser undurchsichtig wird. Mit 10 Molekülen Krystallwasser stellt es den gewöhnlichen Borax dar, der auch natürlich als Tinkal in Asien vorkommt, in grossen Krystallen des monoklinen Systems; dieser bläht sich beim Erhitzen unter Verlust des Wassers zu einer schwammigen Masse auf. Beim Schmelzen mit Metalloxyden nimmt es, wie ein saures Salz, diese leicht auf.

Magnesiumborat oder borsaure Talkerde, $\left.\begin{matrix}Mg_3\\B_8\end{matrix}\right\}O_{15}$, in der Natur als Boracit, krystallisirt vornehmlich in den hemiëdrischen Gestalten des regulären Systems; der Bruch ist muschlig, die Härte 7, das spec. Gewicht 3, farblos oder weiss, oder schwach gefärbt, durchsichtig bis durchscheinend, durch Erwärmung polar-elektrisch; er findet sich auch dicht.

Kieselsaure Salze oder Silicate.

111. Die kieselsauren Salze kommen in ungemein grosser Menge in der Natur vor und bilden theils für sich, theils in Gemenge mit anderen Mineralien ganze Gebirgsmassen. Sowohl die natürlich vorkommenden, als auch die durch Kunst dargestellten zeigen eine höchst mannigfache Constitution, und da die Erkennung dieser Verhältnisse bei den Mineralien noch vielfach durch das Auftreten isomorpher Mischungen erschwert wird, und ihre künstliche Darstellung oft gar nicht oder nur unvollkommen und schwierig gelingt, so wird bei der hier folgenden Uebersicht derselben weniger auf ihre quantitative Zusammensetzung, als vielmehr auf die Bedeutung Rücksicht genommen werden, welche sie für die Zusammensetzung des Erdkörpers, oder als Edelsteine, oder zur Darstellung von Metallen, oder für Künste und Gewerbe haben.

1) Silicate, welche theils selbst als Gebirgsarten, theils als Gemengtheile von Gebirgsarten auftreten, sind:

Feldspath oder Orthoklas, krystallisirt monoklin; die Krystalle sind meist kurz säulenförmig. Die Spaltungsrichtungen sind sehr und fast gleich vollkommen, parallel der Basis und klinodiagonal, also senkrecht aufeinander, ein dritter Durchgang parallel einer Prismenfläche ist unvollkommen. Der Bruch ist muschlig bis uneben und splittrig. Die Härte ist 6, das spec. Gewicht 2,5 bis 2,6, er findet sich farblos, doch meist schwach röthlich gefärbt; Glasglanz und Perlmutterglanz, durchsichtig bis undurchsichtig. Ausser Kie-

selsäure enthält er wesentlich Kali und gegen 16% Thonerde. Viele Feldspathe haben sich im Laufe der Zeit zersetzt, und haben sich durch Abgabe von Kaliumsilicat und Aufnahme von Wasser in Kaolin verwandelt. Man unterscheidet: a) Adular farblos oder nur licht gefärbt, durchsichtig bis halbdurchsichtig; schön krystallisirt; bisweilen hat er einen bläulichen Lichtschein und führt dann als Schmuckstein den Namen Mondsstein; b) gemeiner Feldspath, verschieden gefärbt, weniger glänzend als Adular, durchscheinend bis undurchsichtig, krystallisirt oder derb; er ist ein wesentlicher Gemengtheil des Granits, Gneisses, Syenits, Porphyrs. Die grünen Varietäten aus Sibirien führen als Schmuckstein den Namen Amazonenstein; c) glasiger Feldspath, meist in tafelartigen in Trachyt eingewachsenen Krystallen; die Farbe ist grau oder gelblich weiss; der Glanz ist starker Glasglanz; durchsichtig bis durchscheinend; d) Feldstein, ein feinkörniger oder dichter Feldspath, bildet die Grundmasse vieler Porphyre. — Einige Sorten Feldspath werden als Schmuckstein benutzt, der weisse als Zusatz zur Porzellanmasse, zu Glasuren und Email; als Bestandtheil des Bodens hat er namentlich wegen seines Kaligehalts eine grosse Bedeutung.

Albit krystallisirt triklin; die Krystalle sind im Allgemeinen denen des Feldspaths ähnlich; die beiden Spaltungsrichtungen, basisch und brachydiagonal, welche sich unter einem Winkel von 86° 24′ gegeneinander neigen, sind beide vollkommen, ein dritter unvollkommen. Härte 6, spec. Gewicht 2,6; meist farblos, weiss, durchsichtig bis durchscheinend. Er enthält namentlich Thonerde und Natron. Er ist ein Gemengtheil einiger Granite und des Diorits oder Grünsteins.

Labrador krystallisirt triklin, übrigens ähnlich dem Albit. Die Farbe ist meist grau in verschiedenen Nüancen. Auf der brachydiagonalen Spaltungsfläche zeigt sich oft lebhaftes Farbenwandeln in blauen, rothen und grünen Farben. Der Grad der Durchsichtigkeit ist gering. Er ist namentlich wichtig als Gemengtheil von Gabbro und Dolerit; die schöneren Varietäten werden als Ringsteine und sonstige Schmucksteine benutzt. Er enthält namentlich Thonerde und Kalk.

Natrolith krystallisirt rhombisch in sehr kleinen meist haarförmigen, in nierförmige Aggregate verwachsenen Krystallen; Härte 5; spec. Gewicht 2,2, farblos, doch häufig auch hell gefärbt, nur wenig durchscheinend; er enthält neben Kieselerde und Thonerde gegen 16% Natron. Er findet sich in den Höhlungen vulkanischer Gesteine.

S e r p e n t i n findet sich nur undeutlich krystallinisch, bisweilen feinkörnig oder verworren faserig; Härte 3, spec. Gewicht 2,6, von verschiedenen meist dunkeln Farben, gewöhnlich grün, oft gefleckt, gestreift, geadert; mild, wenig glänzend, durchscheinend bis undurchsichtig. Er enthält neben Kieselsäure vornehmlich Talkerde und Wasser (circa 12%), wobei ein Theil der Talkerde nach den Gesetzen der Isomorphie häufig durch Eisenoxydul vertreten ist. Er wird, da er leicht zu verarbeiten ist, zur Anfertigung von allerlei Gegenständen, als Dosen, Reibschalen, Tellern u. s. w. angewandt; auch dient er bisweilen zur Darstellung des Bittersalzes. Der Serpentin ist eine ziemlich verbreitete Gebirgsart.

C h l o r i t krystallisirt hexagonal, meist tafelartig, häufig schuppig; Spaltbarkeit basisch sehr vollkommen, mild, in dünnen Blättchen biegsam, aber nicht elastisch; Härte 1, spec. Gewicht 2,8; Farbe meist grün; in dünnen Blättchen durchsichtig bis durchscheinend. Er enthält neben Kieselsäure namentlich Thonerde und Talkerde, welche letztere zum Theil durch das isomorphe Eisenoxydul vertreten wird, und ungefähr 11% Wasser. Er findet sich namentlich als Chloritschiefer, eine ziemlich verbreitete Gebirgsart.

T a l k undeutlich krystallinisch, gewöhnlich derb in krummschaligen, körnig-blättrigen oder schuppigen Aggregaten, auch schieffrig als Talkschiefer und fast dicht. Er besitzt eine höchst vollkommene Spaltungsrichtung, ist sehr mild und geschmeidig, äusserst fettig anzufühlen, in dünnen Blättern biegsam; Härte 1, spec. Gewicht 2,7; er ist farblos, doch meist grünlich gefärbt; er zeigt Perlmutter- oder Fettglanz und mittlere Grade der Durchsichtigkeit. Er besteht aus Magnesiumsilicat mit ungefähr 5% Wasser. Er bildet eine besondere Gebirgsart. Man benutzt ihn als ein Mittel die Reibung zu verhindern.

An den Talk schliesst sich der S p e c k s t e i n oder Steatit an, von derselben Zusammensetzung wie der Talk; er findet sich nur dicht; er ist mild, fühlt sich sehr fettig an, und zeigt die Härte 1 bis 2; die Farbe ist weiss, doch ist er häufig auch leicht gefärbt. Der Speckstein wird zum Zeichnen (als spanische Kreide), zum Einschmieren von Maschinentheilen und zu allerlei Utensilien verwandt.

G l i m m e r wird nach den krystallographischen Merkmalen, die aber noch nicht in jeder Beziehung sicher stehen, sowie auch nach der chemischen Beschaffenheit in mehrere Abtheilungen getheilt. Im Allgemeinen ist in dem Glimmer neben Kieselsäure Thonerde und Kali enthalten, wobei jedoch die Thonerde häufig durch die isomorphen

Eisenoxyd, Manganoxyd und Chromoxyd, und das Kali durch Magnesia oder Eisenoxydul ersetzt ist. Der Glimmer krystallisirt in Tafeln, welche nach der Basis sehr vollkommen spaltbar sind; die Blättchen sind elastisch biegsam. Seine Härte ist 2 bis 3, das spec. Gewicht ungefähr 3. Seine Farbe ist sehr verschieden, der Glanz metallartiger Perlmutterglanz; in dünnen Blättchen ist er vollkommen durchsichtig. Der Glimmer ist ein wesentlicher Gemengtheil vieler Gebirgsarten, z. B. des Glimmerschiefers, Gneisses, Granits. — Der grossblätterige uralische Glimmer wird anstatt des Glases zu Fensterscheiben, Lampencylindern u. dergl. verwandt.

Amphibol oder Hornblende krystallisirt monoklin mit sehr vollkommener Spaltung parallel einer Prismenfläche; Härte 5, spec. Gewicht 3; farblos und oft weiss, doch auch häufig gefärbt; Glasglanz, durchsichtig bis undurchsichtig; besteht aus Kieselsäure und Talkerde, welche letztere jedoch häufig in verschiedenen Verhältnissen durch Kalkerde oder Eisenoxydul vertreten wird. Von den mannigfachen Varietäten sind zu erwähnen die gemeine und basaltische Hornblende und der Asbest. Die gemeine Hornblende ist dunkelgrün undurchsichtig, krystallisirt; stänglig, strahlig, auch schiefrig abgesondert; sie findet sich sehr häufig als Gemengtheil des Syenits, Grünsteins, Hornblendeschiefers. Die basaltische Hornblende ist von bräunlichschwarzer Farbe, in deutlich ringsum ausgebildeten Krystallen eingewachsen in basaltischen Gesteinen. Der Asbest oder Amianth ist eine feinfaserige und haarförmige Varietät, deren Fasern mehr oder minder weich und oft so biegsam sind, dass sie sich verweben lassen.

Augit oder Pyroxen krystallisirt in Gestalten des monoklinen Systems, welche sich auf die des Amphibols geometrisch zurückführen lassen und stimmt auch chemisch mit ihm überein, unterscheidet sich aber wahrscheinlich durch die Entstehungsweise, indem der Amphibol beim langsamen, der Augit beim raschen Erkalten sich gebildet haben mag. Die Spaltung ist nicht so vollkommen wie beim Amphibol, die Härte 5 bis 6, das spec. Gewicht 3,3; er ist farblos und zuweilen weiss, doch meist gefärbt, namentlich grün bis schwarz, Glasglanz, durchsichtig bis undurchsichtig. Er findet sich namentlich eingewachsen in vulkanischen Gebirgsmassen.

Pechstein ist amorph, zeigt unvollkommen muschligen bis unebenen Bruch, eine Härte von ungefähr 6, ein spec. Gewicht von 2,2, grün, doch auch braun und andere Farben, ausgezeichneten Fettglanz und mittlere Durchsichtigkeit. Er besteht vornehmlich aus

Kieselsäure und Thonerde und 5 bis 10% Wasser. Er bildet vulkanische Gebirgsmassen und füllt mächtige Gänge aus.

Perlstein ist von rundkörniger und schaliger Absonderung, von muschligem Bruch, meist grauer Farbe und ähnlicher Zusammensetzung wie der Pechstein. Er bildet wie der Pechstein vulkanische Gebirgsmassen.

Obsidian ist ein vulkanisches Glas, völlig amorph, von vollkommen muschligem und höchst scharfkantigem Bruche; die Härte ist 6 bis 7, das spec. Gewicht 2,5; die Farbe, sowie der Grad der Durchsichtigkeit ist höchst verschieden.

Der Bimstein ist ein schaumig und schwammig aufgeblähtes vulkanisches Glas, welches in seiner Zusammensetzung mit Obsidian übereinstimmt. Er wird namentlich als Reib- und Schleifmittel benutzt.

Thone sind wesentlich Aluminiumsilicate mit 13 bis 14% Wassergehalt und lassen sich grossentheils als Kaolin, verwitterter Feldspath, betrachten, welcher durch Kalk, Sand, Eisenhydroxyd und andere Substanzen mehr oder weniger stark verunreinigt ist; auch ist der Lehm als ein unreiner Thon aufzufassen.

Kaolin oder Porzellanerde ist eine durch Verwitterung von feldspathhaltigen Gebirgsmassen entstandene Erde, welche sehr weich, mild und zerreiblich ist; die Erde ist weiss, sonst auch licht gefärbt; sie fühlt sich im trockenen Zustande mager an, ist aber im feuchten Zustande sehr plastisch. Da der Kaolin durch Einwirkung von Wasser und Kohlensäure auf Feldspath entstanden ist, so enthält er die Bestandtheile desselben mit Ausnahme der Alkalien und hat ausserdem noch Wasser aufgenommen; seine chemische Formel ist $(Al_2)Si_2O_7 + 2H_2O$; er ist weder vor dem Löthrohre, noch in gewöhnlichen Feuern schmelzbar. Seine Feuerfestigkeit beruht namentlich auf dem Mangel an Alkalien und alkalischen Erden. Er wird vorzugsweise zur Darstellung des Porzellans verwandt.

Unter Porzellanthon oder feuerfestem Thon versteht man Thone, welche dem Kaolin in chemischer Beziehung ähnlich sind, dagegen noch kleine Mengen von Kalk, Magnesia und Eisen enthalten, dessen ungeachtet aber im Essenfeuer nicht schmelzbar sind.

Töpferthone sind unreine Thonsorten, welche meist durch Eisenhydroxyd braun gefärbt sind und ziemlich viel Calciumcarbonat enthalten; sie färben sich beim Brennen roth, indem das Eisenhydroxyd in Eisenoxyd übergeht, und schmelzen schon bei nicht allzu-

hoher Temperatur. Die reineren Thonsorten geben einen leicht knetbaren Teig; durch Beimengung fremder Substanzen wird diese Eigenschaft vermindert; erstere nennt man fette, letztere magere Thone. Steigt der Gehalt an Kalk bis fast zur Hälfte des Gewichts, so nennt man den Thon Mergel. Enthält der Thon viel Sand beigemengt, so nennt man ihn Lehm. Letzterer wird in der Ziegelbrennerei verwandt. In geognostischer Hinsicht, sowie in Bezug auf Ackerbau hat der Thon eine besondere Bedeutung dadurch, dass er dem Wasser nur schwierig Durchgang gestattet und daher auf den Lauf desselben Einfluss hat, und dass er die Fähigkeit besitzt die wichtigsten Nahrungsstoffe der Pflanzen, Ammoniak, Kohlensäure und Wasser, zu absorbiren und sie allmählich an die Pflanzen abzugeben. Da der trockene Thon sehr porös ist, so wird er zur Vertilgung von Fettflecken (Walken der Tücher) gebraucht.

2) Silicate, welche als Edelsteine von Werth sind:

Topas krystallisirt in rhombischen Säulen; die Härte ist 8; er ist farblos, meist gelblich, durchsichtig bis durchscheinend; er enthält Aluminium, Silicium, Fluor und Sauerstoff.

Beryll krystallisirt in hexagonalen Säulen; seine Härte ist 8; er ist farblos, doch meist durch Chromoxyd grün gefärbt, durchsichtig bis durchscheinend. Der grüne durchsichtige Beryll führt als Edelstein den Namen Smaragd. Er ist Aluminium- und Glyciumsilicat.

Chrysolith krystallisirt in rhombischen Säulen; seine Härte ist 7. Er ist Magnesiumsilicat, in welchem das Magnesium häufig zum Theil durch das isomorphe Eisen vertreten ist. Die durchsichtige grüne Varietät wird als Edelstein benutzt; die weniger durchsichtigen und minder schön gefärbten Varietäten, welche namentlich in Basalt eingewachsen vorkommen, werden auch Olivin genannt.

Granat krystallisirt im regulären System, die Härte ist 6 bis 7, das spec. Gewicht je nach der Zusammensetzung 3 bis 4, die Farbe ist nach der Zusammensetzung verschieden; die Durchsichtigkeit wechselt von vollkommen durchsichtig bis undurchsichtig. Die chemische Zusammensetzung ist durch Einfluss der Stellvertretung nach den Gesetzen der Isomorphie sehr verschieden, indem sowohl die Thonerde als auch die Kalkerde durch isomorphe Metalloxyde vertreten werden kann. Von den verschiedenen Varietäten werden der Almandin oder edle Granat von rother oder röthlichbrauner Farbe und höheren Graden der Durchsichtigkeit, welcher sich meist

krystallisirt als Gemengtheil verschiedener Gesteine findet, und der Kaneelstein von pomeranzengelber bis hyacinthrother Farbe, von den Juwelieren gewöhnlich Hyacinth genannt, als Edelsteine geschätzt. — Hieran schliesst sich auch der Pyrop, welcher, selten krystallisirt, gewöhnlich in rundlichen, eingewachsenen oder losen Körnern vorkommt, von muschligem Bruch, Härte 7 bis 8, spec. Gewicht 3,75, dunkel-hyacinthrother bis blutrother Farbe und höheren Graden der Durchsichtigkeit; da er sich namentlich in Serpentin eingewachsen oder auch lose in Böhmen vorfindet, so führt er den Namen böhmischer Granat und ist ein geschätzter Edelstein.

Zirkon krystallisirt im quadratischen System, Härte 7 bis 8, spec. Gewicht 4,5, von verschiedenen Farben und allen Graden der Durchsichtigkeit. Chemisch ist er Zirkonsilicat. Die rothen Zirkone führen als Edelsteine den Namen Hyacinth.

3) Silicate, welche als Erze für die Darstellung der Metalle von Werth sind.

Galmei oder Kieselzinkerz krystallisirt im rhombischen Systeme; die Krystalle sind klein, häufig zu kugeligen, nierförmigen, fächerförmigen Gruppen vereinigt, häufig findet er sich auch feinkörnig, dicht oder erdig; Härte 5. Er ist normales Zinksilicat $Zn_2SiO_4 + H_2O$, und mit dem Zinkcarbonat das wichtigste Zinkerz.

Willemit krystallisirt rhomboëdrisch; die Krystalle sind klein; gewöhnlich ist er feinkörnig derb, auch nierförmig; Härte 4 bis 5. Er ist weiss, gelblich oder roth (wie Eisenoxyd), durchsichtig bis durchscheinend. Er ist normales Zinksilicat ohne Wasser: Zn_2SiO_4.

4) Künstlich dargestellte Silicate, welche für die Gewerbe und Künste von Bedeutung sind.

Kaliumsilicat ist nach Verhältniss des darin enthaltenen Siliciums zum Kalium in Wasser löslich oder unlöslich; es ist um so leichter löslich, je mehr Kalium es enthält. K_2SiO_3 ist in Wasser sehr leicht löslich. Die Verbindung $K_2Si_4O_9$ ist eine glasähnliche Masse, welche sich in 5 Th. heissem Wasser löst und unter dem Namen Wasserglas angewandt wird, um brennbare Gegenstände, als Holz, Leinwand, Tapeten mit einem Ueberzuge zu versehen, welcher sie vor dem raschen Verbrennen schützt, indem das Wasserglas den Zutritt des Sauerstoffs verhindert. Auch wendet man das Wasserglas in der Wandmalerei auf Kalk und als Zusatz zu verschiedenen Mineralfarben an.

N a t r i u m s i l i c a t verhält sich dem Kaliumsilicat ganz ähnlich.

G l a s, eine allgemeine Bezeichnung für verschiedene künstlich dargestellte Silicate, verdankt seine allgemeine Anwendung der Leichtigkeit, mit welcher es verschiedene Formen annimmt, seiner vollkommenen Durchsichtigkeit und seiner Widerstandsfähigkeit gegen chemische Einwirkungen. Es entsteht durch Zusammenschmelzen mehrerer Silicate, namentlich der Silicate des Kaliums, Natriums, Calciums, Aluminiums, Magnesiums, Bleis und Eisens, welche amorph erstarren, in der Glühhitze erweichen und mit Leichtigkeit verschiedene Formen annehmen. Die wichtigsten Glassorten sind: das sogenannte grüne Bouteillenglas, welches Calciumsilicat mit kleinen Mengen von Kalium-, Aluminium- und Eisen-, auch wohl Magnesium-Silicat ist; das weisse böhmische Glas ist Kalium- und Calciumsilicat; das weisse französische und englische ist vorzugsweise Calcium- und Natriumsilicat; das sogenannte Kron- (oder Crown-)Glas ist Kaliumsilicat mit einem geringen Theile Calciumsilicat; Krystallglas und Flintglas bestehen aus Kalium- und Bleisilicat; am meisten Blei enthält der Strass, welcher vorzugsweise zu künstlichen Edelsteinen verwandt wird. Nach den Bestandtheilen sind die Eigenschaften der verschiedenen Glassorten verschieden. Die Natriumgläser sind leichter schmelzbar als die Kaliumgläser. Das Blei- oder Flintglas besitzt wegen seines Bleigehalts ein hohes spec. Gewicht (3 bis 5) und starkes Lichtbrechungsvermögen; es ist leicht schmelzbar und lässt sich leicht schleifen; es wird daher vornehmlich für optische Zwecke und zu Luxusgegenständen verarbeitet. Das gemeine grüne Glas, ein Gemisch sehr verschiedener Silicate, wird zu Zwecken verwandt, für welche Billigkeit von grösserer Bedeutung ist als Farblosigkeit.

Wird Glas längere Zeit einer Hitze ausgesetzt, bei welcher es weich wird, aber nicht schmilzt, so nehmen einzelne Bestandtheile desselben ein krystallinisches Gefüge an und machen dadurch das Glas undurchsichtig; ein so verändertes Glas heisst R e a u m ü r s c h e s P o r z e l l a n.

B u n t e G l ä s e r verdanken ihre Farbe Beimischungen geringer Mengen von Metalloxyden, welche mit Kieselsäure Silicate bilden; so färbt Kupferoxydul höchst intensiv roth, Kobaltoxydul blau, Kupferoxyd oder Chromoxyd grün, Manganoxyd violett. Durch Zinnoxyd wird das Glas weiss und undurchsichtig; kommen hierzu noch färbende Metalloxyde, so wird das Glas farbig und undurchsichtig;

solches Glas führt den Namen Email oder Schmelz. Milchglas ist ein milchweiss durchscheinendes Glas, welches seine Undurchsichtigkeit einem Zusatz von weissgebrannten Knochen (Calciumphosphat) verdankt. Das Knochenmehl löst sich zunächst in der Glasmasse vollständig auf, und die Trübung erscheint erst später beim Anwärmen.

Glasur ist ein glasartiger leichtschmelzender Ueberzug über Thonwaaren, welcher den Zweck hat, die Thongefässe für Flüssigkeiten undurchdringlich zu machen; gewöhnlich enthält die Glasur Blei.

Schlacke sind glasartige Massen, d. h. mehr oder weniger durchsichtige, glänzende harte Metallsilicate, welche sich bei verschiedenen metallurgischen Processen bilden.

5. Anomale Sauerstoffverbindungen.

112. Ausser dem Wasser, den Sauerstoffsäuren, Basen und Salzen giebt es noch mehrere andere Sauerstoffverbindungen, welche das mit einander gemein haben, dass sie als ungesättigte Verbindungen aufgefasst werden können, daher auch mehrere derselben als Radikale auftreten können. Sie zerfallen in nichtmetallische und metallische Verbindungen; die letzteren sind Superoxyde, Suboxyde oder Zwischenstufen zwischen zwei anderen Oxydationsstufen.

1) Nichtmetallische Oxyde.

Stickstoffsuperoxyd, gewöhnlich Untersalpetersäure genannt, NO_2, das Radikal der Salpetersäure, und zwar ungesättigt um eine Verbindungseinheit und daher einwerthig. Es bildet bei — 20° farblose prismatische Krystalle, welche sich bei ungefähr — 12° in eine Flüssigkeit umwandeln, die bei 0° nahezu farblos ist, sich aber bei erhöhter Temperatur gelb und orangeroth färbt und bei 28° siedet, indem sie sich in einen braunrothen Dampf verwandelt. Das Stickstoffsuperoxyd besitzt einen sehr erstickenden Geruch und ätzt die Haut gelb. Es ist wie die Salpetersäure ein kräftiges Oxydationsmittel, indem sie leicht Sauerstoff an andere Stoffe abgiebt; es ist in der rothen rauchenden Salpetersäure enthalten.

Stickstoffoxyd oder Stickoxyd NO ist ein permanentes Gas

vom Volumengewicht (Wasserstoff = 1) $\frac{14 + 16}{2} = 15$. In Berührung mit Luft verwandelt sich das Gas unter Aufnahme von Sauerstoff in Stickstoffsuperoxyd. In Wasser ist es wenig löslich.

Stickstoffoxydul N_2O ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses Gas von angenehmem Geruch und schwachsüsslichem Geschmack, vom Volumengewicht (Wasserstoff = 1) $\frac{28+16}{2} = 22$. In Wasser ist es in ziemlicher Menge löslich. Es giebt seinen Sauerstoff leicht an andere Körper ab. Beim Einathmen wirkt es heiter berauschend, und wird daher auch Lustgas genannt.

Kohlenoxydgas CO, ein farbloses, geruchloses, permanentes, brennbares Gas, vom Volumengewicht $\frac{12+16}{2} = 14$. Es ist ein höchst giftiges Gas, und ist der Stoff, welcher unter dem Namen „Kohlendunst" so häufig Todesfälle veranlasst hat. Es bildet sich namentlich, wenn Kohlensäureanhydrid mit glühenden Kohlen in Berührung kommt.

2) Superoxyde der Metalle und des Wasserstoffs.

Wasserstoffsuperoxyd H_2O_2 ist eine wasserhelle syrupdicke Flüssigkeit, welche ihren Sauerstoff sehr leicht an andere Körper abgiebt, und sich schon beim Erwärmen auf 15 bis 20° in Wasser und Sauerstoff zerlegt. Bei — 30° gefriert es noch nicht.

Baryumsuperoxyd BaO_2 ist eine graue erdige Masse, welche beim Glühen oder beim Erhitzen mit Wasser Sauerstoff abgiebt.

Mangansuperoxyd MnO_2 ist künstlich dargestellt ein dunkelbraunes Pulver. In der Natur findet es sich als Pyrolusit (Weichmanganerz), in den Gewerben gewöhnlich Braunstein genannt. Dieses Mineral krystallisirt im rhombischen System, gewöhnlich kurz säulenförmig, häufig in traubigen Aggregaten mit radialstängeliger oder faseriger Zusammensetzung oder dicht; es ist wenig spröd, von der Härte 2 und spec. Gewicht ungefähr 5; die Farbe ist dunkelstahlgrau bis schwarz, der Strich schwarz; halbmetallischer Glanz; undurchsichtig.

Das Mangansuperhydroxyd MnH_2O_3 (= MnO_2 + H_2O) ist künstlich dargestellt ein braunes Pulver und findet sich auch

in der Natur in dem Wad, welcher meist knollige, weiche und sehr lockere Massen bildet.

Bleisuperoxyd PbO_2 ist ein braunes Pulver, welches beim Erhitzen leicht Sauerstoff abgiebt.

Bleisuperoxydul oder Mennige Pb_3O_4 (= $2PbO, PbO_2$) ist ein Pulver von tief orangerother Farbe, welches beim Glühen Sauerstoff verliert. Es wird namentlich zur Anfertigung von Firnissen, zur Darstellung bleihaltiger Gläser, in der Töpferei und als Farbe angewandt.

2) Salzartige Oxyde oder Oxyduloxyde.

Sie können als Verbindungen eines höhern mit einem niedern Oxyd (nach alter Auffassung), oder als Anhydride von Oxydationsstufen, deren Sauerstoffgehalt zwischen dem Oxydul und Oxyd eines Metalles liegt, aufgefasst werden.

Eisenoxyduloxyd $Fe_3O_4 = FeO, Fe_2O_3$ bildet künstlich dargestellt durch Glühen von Eisen an der Luft den Hammerschlag. In der Natur findet es sich als Magneteisenstein, welcher im regulären Systeme krystallisirt, sonst aber auch körnig und dicht, und als Magneteisensand vorkommt. Der Bruch ist muschelig bis uneben; die Härte 6, das spec. Gewicht 5; er ist schwarz, mit schwarzem Pulver, undurchsichtig und besitzt Metallglanz, magnetisch. Er ist ein vorzügliches Eisenerz.

Als eine Abänderung des Magneteisensteins ist der Chromeisenstein anzusehen, insofern ein Theil des Eisens durch das mit ihm isomorphe Chrom ersetzt wird; meist hat er die Zusammensetzung $FeO, Cr_2O_3 = (Fe, Cr_2) O_4$. Er krystallisirt wie der Magneteisenstein, hat eine Härte von 5 bis 6 und ein spec. Gewicht von 4,5. Die Farbe ist bräunlichschwarz, der Strich braun, undurchsichtig. Er dient vornehmlich zur Darstellung der Chromfarben.

Manganoxyduloxyd $Mn_3O_4 = MnO, Mn_2O_3$, in der Natur als Hausmannit, krystallisirt im quadratischen System; es besitzt die Härte 5 bis 6, ist von eisenschwarzer Farbe, schwarzem Strich und ist undurchsichtig. Das natürliche Erz sowohl, als auch die künstlich dargestellte Verbindung sind in der Hitze beständig.

4) Suboxyde der Metalle.

Bleisuboxyd Pb_2O ist ein sammetschwarzes Pulver; es ist der Hauptbestandtheil des grauen Ueberzugs, welcher sich beim Erhitzen von Blei an der Luft bildet.

B. Schwefelverbindungen.

113. Die Schwefelverbindungen sind den Sauerstoffverbindungen nicht allein darin ähnlich, dass sie auch demselben Typus, Wasser, zugehören, dass also 2 einwerthige elektropositive Atome oder 1 zweiwerthiges mit 1 zweiwerthigen elektronegativen Atome verbunden sind, sondern auch noch dadurch, dass sie, wie die Sauerstoffverbindungen als Wasser, Sauerstoffsäuren, Sauerstoffbasen, Sauerstoffsalze erscheinen, als Wasserstoffsulfid, Sulfosäuren, Sulfobasen und Sulfosalze unterschieden werden können. Hingegen sind diese Charakterzüge doch bei weitem nicht so ausgeprägt, und daher sind die Grenzen zwischen den Gebieten derselben an vielen Stellen höchst unsicher; auch lässt sich nicht leugnen, dass ein grosser Theil der Verbindungen in ihrer Constitution eine grössere Aehnlichkeit mit den Haloïdverbindungen als mit den Sauerstoffverbindungen hat, und dass namentlich diejenigen als Mineralien vorkommenden Schwefelverbindungen, welche mehrere Metalle resp. Arsen oder Antimon enthalten, bequemer mit den Doppelhaloïdsalzen als mit Sauerstoffsalzen verglichen werden können. Auch das ist nicht zu übersehen, dass die bekannten Schwefelverbindungen kaum je als eigentliche Säuren und nur in wenigen Fällen als eigentliche Basen (nämlich als Verbindungen von Wasserstoff mit Radikalen), sondern vorzugsweise als Anhydride anzusehen sind.

Die in der Natur vorkommenden Schwefelverbindungen werden von den Mineralogen nach ihren physikalischen Eigenschaften als Glanze, Kiese und Blenden unterschieden, und zwar sind:

Glanze von metallähnlichem Aussehen, undurchsichtig, dunkelfarbig, namentlich grau, milde, ziemlich weich.

Kiese von metallähnlichem Aussehen, undurchsichtig, hellfarbig, namentlich silberweiss bis messinggelb, spröde, mehr oder minder hart.

Blenden von nicht metallischem Aussehen, mehr oder weniger durchsichtig, farblos und verschiedenfarbig.

Nach der chemischen Constitution würden analog den Sauerstoffverbindungen folgende Definitionen aufzustellen sein:

Sulfosäuren entsprechen den Sauerstoffsäuren, wenn in den letzteren der Sauerstoff durch Schwefel vertreten wird; die Anhydride entstehen aus den Sulfosäuren, wenn ihr Wasserstoff durch das Radikal der Sulfosäuren ersetzt wird.

Sulfobasen entsprechen den Sauerstoffbasen, wenn in den letzteren der Sauerstoff durch Schwefel ersetzt wird; die Anhydride entstehen aus den Sulfobasen, wenn ihr Wasserstoff durch das Radikal der Sulfobasen ersetzt wird.

Sulfosalze entsprechen den Sauerstoffsalzen, wenn in den letzteren der Sauerstoff durch Schwefel vertreten wird.

Die den Oxyden in der Constitution entsprechenden Schwefelverbindungen nennt man Sulfide; die Sulfüre entsprechen den Oxydulen.

1. Schwefelwasserstoff $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\} S = H_2S$.

114. Schwefelwasserstoff oder Wasserstoffsulfid oder Hydrothion findet sich in der Natur in den sogenannten Schwefelwässern aufgelöst, aus denen es in die Atmosphäre tritt; es bildet sich auch überall da, wo schwefelhaltige organische Stoffe verfaulen, z. B. beim Faulen der Eier. Es ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses Gas, von höchst unangenehmem Geruch (nach faulen Eiern) und schädlicher Einwirkung auf das Leben der Thiere und Menschen. Durch einen Druck von 15 Atmosphären wird es zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtet, welche bei — 85° zu einer krystallinischen Masse erstarrt. Da das Molekül Schwefelwasserstoff aus 2 Atomen (Volumen) Wasserstoff und einem Volumen Schwefelgas besteht, und diese 3 Volumen sich zu 2 Volumen verdichten, so ist das Volumengewicht des Schwefelwasserstoffgases $= \frac{2 + 32}{2} = 17$. Das Gas löst sich in Wasser, 3 Volumen in 1 Volumen, zu Schwefelwasserstoffwasser auf und ertheilt demselben den ihm eigenthümlichen Geruch, und eine schwach saure Reaction, durch welche es sich den Haloïdsäuren nähert. Da es mit Metallverbindungen leicht Zer-

setzungen eingeht, so ist es für die analytische Chemie von grosser Bedeutung. Eine so vielseitige Bedeutung wie das Wasser für die Sauerstoffverbindungen hat, kommt dem Schwefelwasserstoff für die Schwefelverbindungen nicht zu; namentlich spielt es nicht die Rolle des Krystallwassers.

2. Sulfosäuren und ihre Anhydride.

115. Die Sulfokohlensäure oder Sulfocarbonsäure $\left.\begin{matrix}H_2\\CS\end{matrix}\right\} S_2 = H_2CS_3$ bildet eine rothbraune durchsichtige ölartige Flüssigkeit.

Sulfokohlensäureanhydrid oder Kohlensulfid (Schwefelkohlenstoff, Schwefelalkohol) CS_2, da $\left.\begin{matrix}CS\\CS\end{matrix}\right\} S_2 = 2\,CS_2$ ist, entspricht seiner Constitution nach dem Kohlensäureanhydrid, und ist eine farblose, sehr dünne, unangenehm riechende Flüssigkeit, welche das Licht sehr stark bricht, in Wasser unlöslich ist und bei 48° siedet. Für Fette und Harze, besonders für Kautschuk, und auch für Schwefel ist der Schwefelkohlenstoff ein treffliches Lösungsmittel. Mit den Sulfiden der Alkalien verbindet er sich zu Sulfosalzen.

Antimonsulfid Sb_2S_3 oder Dreifach-Schwefelantimon findet sich in der Natur als Grauspiessglaserz oder Antimonglanz in Krystallen des rhombischen Systems und zwar meist in langen Säulen mit höchst vollkommener Spaltung parallel der Brachydiagonale; mild; Härte 2; von bleigrauer Farbe und auf den Spaltungsflächen stark glänzend; undurchsichtig. Es schmilzt ziemlich leicht, und verbrennt an der Luft unter Entwickelung eines weissen Rauches. Neben dem krystallinischen Antimonsulfid existirt noch eine amorphe Modifikation, welche man erhält, wenn man die krystallinische Modifikation längere Zeit schmilzt und hierauf in kaltem Wasser rasch abkühlt. Die hierdurch erhaltene Masse, welche auch wohl den Namen Mineralkermes führt, ist dunkelbleigrau, von muscheligem Bruch und rothbraunem Pulver, und lässt in dünnen Stücken das Licht mit dunkelhyacinthrother Farbe durchscheinen. — Da das Sb_2S_3 mit As_2S_3 in seinen Verbindungen isomorph ist, und dieses wieder mit Arsenigsäureanhydrid As_2O_3 gleiche Constitution hat, letzteres aber auf die arsenige Säure vom einfachen Typus

Wasser $\left.\begin{matrix}H\\AsO\end{matrix}\right\}O$ zurückzuführen ist, so würde consequenterweise das Antimonsulfid Sb_2S_3 als $\left.\begin{matrix}SbS\\SbS\end{matrix}\right\}S$, worin SbS ein einwerthiges Radikal ist, aufzufassen sein.

Arsensulfid oder Dreifach-Schwefelarsen As_2S_3, von gleicher Constitution als Arsenigsäureanhydrid und Dreifach-Schwefelantimon, und daher als $\left.\begin{matrix}AsS\\AsS\end{matrix}\right\}S$ aufzufassen, findet sich in der Natur als **gelbe Arsenblende**, **Auripigment** oder **Rauschgelb**; es krystallisirt in Säulen des rhombischen Systems mit höchst vollkommenen brachydiagonalen Spaltungsflächen; mild, in dünnen Blättchen biegsam; Härte 1 bis 2; spec. Gewicht 3,5; von gelber Farbe und mittleren Graden der Durchsichtigkeit; unlöslich in Wasser; es ist leicht schmelzbar und verdampfbar und verbrennt an der Luft zu Arsenigsäureanhydrid und Schwefligsäureanhydrid.

Zinnsulfid SnS_2 bildet goldgelbe durchscheinende feine metallglänzende Schuppen, welche sich fettig anfühlen. Es wird unter dem Namen Musivgold bisweilen statt Bronzepulver verwandt.

3. Sulfobasen und ihre Anhydride.

116. Die Sulfobasen sind im Allgemeinen wenig charakteristisch; als eigentliche wasserstoffhaltige Basen sind nur die der Alkalien und alkalischen Erden bekannt; die übrigen sind Anhydride und verhalten sich mehr oder weniger indifferent; einige, deren entsprechende Sauerstoffverbindungen basischen Charakter haben, wie z. B. Cu_2O, stehen den Anhydriden der Sulfosäuren näher.

Kaliumhydrosulfid $\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}S$, entsprechend dem Kaliumhydroxyd, ist eine farblose oder weisse krystallinische Masse, welche an feuchter Luft schnell zerfliesst.

Kaliumsulfid K_2S, eine rothe durchscheinende Masse, welche sich leicht in Wasser zu einer farblosen stark alkalisch reagirenden Flüssigkeit löst.

Natriumhydrosulfid NaHS und Natriumsulfid Na_2S sind den entsprechenden Kaliumverbindungen sehr ähnlich; von beiden Metallen existiren ausserdem noch mehrere höhere Schwefelungsstufen.

Ammoniumhydrosulfid $\left.\begin{matrix}NH_4\\H\end{matrix}\right\}S$ bildet eine farblose krystallinische Masse, welche schon bei gewöhnlicher Temperatur verdampft und stark nach Ammoniak und Wasserstoffsulfid riecht, und sich an der Luft leicht zersetzt. Es ist in Wasser leicht löslich.

Ammoniumsulfid oder Schwefelammonium $(NH_4)_2S$ bildet farblose Krystalle von sehr alkalischer Reaktion, welche sich in Wasser leicht zu einer farblosen, an der Luft leicht zersetzbaren Flüssigkeit auflösen.

Calciumhydrosulfid $\left.\begin{matrix}Ca\\H_2\end{matrix}\right\}S_2$, eigentlich nur in wässeriger Lösung bekannt, welche einen scharf bitteren Geschmack zeigt, und im Besonderen auf Haare ätzend wirkt.

Calciumsulfid CaS, eine weisse, in Wasser schwer lösliche Masse.

Baryumhydrosulfid BaH_2S_2 bildet mit Wasser eine farblose Flüssigkeit.

Baryumsulfid BaS ist eine weisse körnige Masse, welche mit Wasser in Baryumhydroxyd und Baryumhydrosulfid zerfällt: $2BaS + 2H_2O = BaH_2O_2 + BaH_2S_2$.

Eisensulfür FeS findet sich in kleinen Mengen in Meteorsteinen und mit anderen Eisenverbindungen gemengt. Das künstlich dargestellte ist eine krystallinische, graue bis broncefarbene Masse, oder in sehr fein vertheiltem Zustande ein schwarzes Pulver. Es dient zur Darstellung von Schwefelwasserstoff.

Zinksulfid ZnS ist künstlich dargestellt ein gelblich weisses Pulver; in der Natur findet es sich ziemlich häufig als Zinkblende in Krystallen des regulären Systems mit Durchgängen parallel den Flächen eines Rhombendodekaëders; Härte 4, spec. Gewicht 4; in reinem Zustande farblos, doch häufig gelb, grün, roth, braun und schwarz gefärbt durch Beimischung fremder Körper; namentlich ist das mit Zink isomorphe Eisen oft in bedeutender Menge beigemischt; auch Cadmium findet sich in kleiner Menge. Man unterscheidet nach dem Gefüge blätterige, strahlige, faserige Blende und ebenso nach der Farbe schwarze u. s. w. Blende. Sie ist sehr schwierig schmelzbar.

Cadmiumsulfid CdS bildet künstlich dargestellt ein schön orangefarbenes Pulver, welches als Malerfarbe Anwendung findet. In der Natur findet es sich als Greenockit in Krystallen des hexago-

nalen Systems, von der Härte 3, honiggelber bis pomeranzengelber Farbe und gelbem Pulver.

Bleisulfid PbS bildet künstlich auf nassem Wege dargestellt ein braunschwarzes Pulver, welches nach dem Schmelzen die Eigenschaften des natürlichen Bleiglanzes zeigt. Der Bleiglanz krystallisirt im regulären System mit sehr vollkommenen Blätterdurchgängen parallel den Flächen des Würfels; auch findet er sich körnig und dicht; er ist mild, zeigt eine Härte von 2 bis 3 und ein spec. Gewicht von 7,5; seine Farbe ist bleigrau, ebenso der Strich, von vollkommenem Metallglanz, undurchsichtig; er schmilzt schwierig. Er ist das wichtigste und häufigste Bleierz. Einige Varietäten enthalten einen geringen Gehalt von Schwefelsilber.

Kupfersulfür $(Cu_2)S$ findet sich in der Natur unter dem Namen Kupferglanz in Krystallen des rhombischen Systems, von muscheligem Bruch, sehr mild; Härte 3; schwärzlich bleigrau, meist wenig glänzend, doch ist der Strich glänzender; er ist ein reiches Kupfererz. Diejenigen Varietäten, von welchen ein Theil von (Cu_2) durch das hiermit isomorphe (Ag_2) vertreten wird, führen den mineralogischen Namen Silberkupferglanz.

Kupfersulfid CuS oder Einfach-Schwefelkupfer ist künstlich dargestellt ein grünschwarzes Pulver; als Mineral führt es den Namen Kupferindig. Er bildet Krystalle des hexagonalen Systems; doch findet er sich meist derb, in Platten oder nierförmig, von feinkörniger Zusammensetzung, auch als russiger Anflug; er ist mild, von der Härte 2, von indigblauer bis schwärzlichblauer Farbe, schwarzem Strich, unvollkommenem Metallglanz, undurchsichtig.

Quecksilbersulfid HgS bildet im amorphen Zustande ein schwarzes Pulver, welches durch Sublimation in krystallinisches übergeht. Dieses krystallisirt im hexagonalen System; das künstlich dargestellte bildet meist eine parallelfaserige Masse. Die Härte ist 2 bis 3, spec. Gewicht 8. Es ist cochenillroth, durchsichtig, und besitzt Diamantglanz; beim jedesmaligen Erhitzen wird es braun, dann schwarz und sublimirt dann unzersetzt. Das scharlachrothe Pulver führt als Malerfarbe den Namen Zinnober. In der Natur findet sich das Quecksilbersulfid als Merkurblende mit den Eigenschaften der künstlich dargestellten krystallinischen Modifikation. Es ist das wichtigste Quecksilbererz, und findet sich namentlich in Spanien, Illyrien und Californien.

Silbersulfid Ag_2S findet sich in der Natur als Silberglanz oder Glaserz in Krystallen des regulären Systems, häufig treppen-

förmig, baumförmig u. s. w. gruppirt; es ist geschmeidig und biegsam; Härte 2, spec. Gewicht 7; Farbe schwärzlich bleigrau, wenig glänzend; der Strich zeigt dagegen ziemlich starken Metallglanz. Der Silberglanz ist ein wichtiges Silbererz.

4. Sulfosalze.

117. Sulfosalze würden, wenn die Erklärung genau derjenigen der Sauerstoffsalze entsprechen sollte, in Betreff ihrer Entstehungsweise auf Sulfosäuren zurückzuführen sein; da diese letztern aber kaum bekannt sind, so ist es angemessener sie als Verbindungen zu definiren, welche durch Vereinigung von zwei (wasserstofffreien) Sulfiden entstehen; Doppelsalze entstehen nach dieser Erklärung durch Verbindung von zwei einfachen Salzen. Arsen und Antimon vertreten sich in mehreren Mineralien den Gesetzen der Isomorphie gemäss. Als Radikale sind in letzteren AsS und SbS aufzufassen. — Eine Vergleichung mit den Haloiddoppelsalzen liegt sehr nahe, namentlich in den Fällen, wo die Sulfide von Metallen die Stelle von Säureanhydriden vertreten; dann ist As und Sb dreiwerthig, (Ag_2) und (Cu_2) zweiwerthig und (Fe_2) sechswerthig zu fassen.

Bleiantimonsulfid, als Mineral Heteromorphit oder Federerz genannt, $\left.\begin{matrix} 2\,Pb \\ 2\,SbS \end{matrix}\right\} S_3 = \left.\begin{matrix} 2\,Pb \\ 2\,Sb \end{matrix}\right\} S_5 = 2\,PbS, Sb_2S_3$, findet sich in fein haarförmigen Krystallen, welche meist zu filzartigen Massen verwebt sind; undurchsichtig, schwärzlich bleigrau, schwach metallglänzend. Härte 1 bis 3.

Silberantimonsulfid und Arsenantimonsulfid, vom vierfachen Typus Wasser, ersteres von der Zusammsetzung $\left.\begin{matrix} 3\,(Ag_2) \\ 2\,SbS \end{matrix}\right\} S_4 = \left.\begin{matrix} 3\,(Ag_2) \\ 2\,Sb \end{matrix}\right\} S_6 = 3\,Ag_2S, Sb_2S_3$, letzteres von derselben Constitution, nur dass Sb durch das mit ihm isomorphe As vertreten ist, werden als Minerale unter dem Namen Silberblende oder Rothgiltigerz zusammengefasst. Ihre gemeinschaftlichen Eigenschaften sind: Krystallsystem hexagonal, Spaltbarkeit ziemlich vollkommen nach den Flächen eines Rhomboëders von 108°, wenig mild, Härte 2 bis 3; dagegen ist die Antimonverbindung dunkler als die Arsenverbindung, weniger durchsichtig, und etwas schwerer. Beide sind wichtige Silbererze.

Silberantimonsulfid vom siebenfachen Typus Wasser

$\left.\begin{matrix}6\,(Ag_2)\\2\,SbS\end{matrix}\right\}S_7 = \left.\begin{matrix}6\,(Ag_2)\\2\,Sb\end{matrix}\right\}S_9 = 6\,Ag_2S, Sb_2S_3$ findet sich in der Natur als Sprödglaserz oder Melanglanz in Krystallen des rhombischen Systems; mild; Härte 2 bis 3; von schwärzlichbleigrauer Farbe, Metallglanz, undurchsichtig. Das Erz wird zur Silberproduktion benutzt.

Kupfereisenantimonsulfid vom fünfzehnfachen Typus Wasser und der Zusammensetzung $\left.\begin{matrix}4\,Fe\\8\,(Cu_2)\\6\,SbS\end{matrix}\right\}S_{15} = \left.\begin{matrix}4\,Fe\\8\,(Cu_2)\\6\,Sb\end{matrix}\right\}S_{21} =$ $4\,FeS, 8\,Cu_2S, 3\,Sb_2S_3$, worin nach den Gesetzen der Isomorphie das Antimon durch Arsen, das Eisen durch die zweiwerthigen Metalle Zink, Kupfer und Quecksilber, das zweiwerthige (Cu_2) aber durch (Ag_2) zum Theil oder ganz ersetzt wird. Die so zusammengesetzten Mineralien werden von einigen Mineralogen unter dem Namen Fahlerz zusammengefasst, von anderen aber in verschiedene Species getrennt: lichtes Fahlerz, dunkles Fahlerz, Tennantit, Graugiltigerz, Weissgiltigerz, Zinkfahlerz, Quecksilberfahlerz. Alle diese Mineralien krystallisiren im regulären Systeme, sind spröde und zeigen eine Härte von 3 bis 4 und ein specifisches Gewicht von 4,2—5; sie sind undurchsichtig und zeigen metallischen Glanz, und sind daher nach der früher gegebenen Definition zu den Kiesen zu rechnen. Dagegen ist die Farbe und die Zusammensetzung sehr verschieden: das lichte Fahlerz ist von stahlgrauer Farbe, schwarzem Pulver, enthält neben Antimon viel Arsen und namentlich Zink, Eisen und Kupfer; das dunkle Fahlerz enthält neben Antimon wenig oder gar kein Arsen, und namentlich Kupfer und Zink, ist von eisenschwarzer Farbe und zeigt schwarzen, die zinkreichen Varietäten dunkelkirschrothen Strich; der Tennantit enthält nur Arsen, kein Antimon, und von den Metallen wesentlich Kupfer und Eisen und ist von bleigrauer bis eisenschwarzer Farbe; das Graugiltigerz oder Schwarzerz und das Weissgiltigerz enthalten kein Arsen und von den Metallen namentlich Kupfer und Silber, daneben auch Eisen und Zink; namentlich zeichnet sich das Weissgiltigerz durch seinen Silbergehalt aus; das Zinkfahlerz oder die Kupferblende hat ein bräunlich rothes Pulver, und enthält nur Arsen, kein Antimon, und von den Metallen namentlich Kupfer und Zink; das Quecksilberfahlerz hat eine eisenschwarze Farbe und ein dunkelrothbraunes Pulver, enthält kein oder

wenig Arsen, und von den Metallen namentlich Kupfer, in geringerer Menge Quecksilber, Zink und Eisen.

Kupfereisensulfid vom zweifachen Typus Wasser $\left.\begin{matrix} Cu \\ Fe \end{matrix}\right\} S_2 = CuS, FeS$ findet sich in der Natur sehr verbreitet als Kupferkies in Krystallen des quadratischen Systems, doch meist derb; Bruch uneben, nicht sehr spröde, Härte 3 bis 4, undurchsichtig, stark metallisch glänzend, von messinggelber, in's Grünliche spielender Farbe, oft bunt angelaufen; Strich schwarz; das häufigste aller Kupfererze.

Kupfereisensulfid vom sechsfachen Typus Wasser $\left.\begin{matrix} 3\,(Cu_2) \\ (Fe_2) \end{matrix}\right\} S_6 = 3\,Cu_2S, Fe_2S_3$ findet sich in der Natur als Buntkupferkies in Krystallen des regulären Systems, doch meist derb; fast mild, Härte 3, spec. Gewicht 5, undurchsichtig, metallglänzend, kupferroth bis tombackbraun, oberflächlich bunt angelaufen, Strich schwarz.

Eisensulfürsulfid oder Ferroferrisulfid, vom achtfachen Typus Wasser $\left.\begin{matrix} 5\,Fe \\ (Fe_2) \end{matrix}\right\} S_8 = 5\,FeS, Fe_2S_3$ findet sich in der Natur als Magnetkies in Krystallen des hexagonalen Systems, doch meist derb, körnig und dicht; er ist spröde, zeigt metallischen Glanz, ist undurchsichtig und von gelber bis kupferrother Farbe; der Strich ist graulichschwarz, die Härte 4, das Gewicht 4,5; er ist magnetisch.

5. Anomale Schwefelverbindungen.

118. Wie von den Sauerstoffverbindungen sich mehrere nicht leicht auf den Typus Wasser zurückführen lassen, so ist dasselbe auch in Betreff der Schwefelverbindungen der Fall. Solche Körper können entweder gar nicht zu diesem Typus gehören oder man muss in ihnen ein besonderes Radikal von einer eigenthümlichen Werthigkeit annehmen. Die wichtigsten in der Natur vorkommenden Mineralien von dieser Beschaffenheit sind:

Zweifach-Schwefeleisen, vielleicht als Supersulfid oder auch als Verbindung vom Typus Wasser, wo FeS die Stelle eines zweiwerthigen Radikals vertritt, also FeS_2 oder $\left.\begin{matrix} FeS \\ FeS \end{matrix}\right\} S_2$. Die Ver-

bindung findet sich in der Natur in zwei heteromorphen Modifikationen, als Pyrit und als Markasit.

Der Pyrit oder Schwefelkies krystallisirt im regulären System, oft kugelig oder knollig, am häufigsten jedoch derb; er ist spröde, von der Härte 6 bis 7 und spec. Gewicht 5, von speisgelber Farbe, starkem Metallglanz, undurchsichtig. Beim Erhitzen verliert er einen Theil seines Schwefels. Er ist ein sehr häufiges Erz und wird namentlich zur Darstellung von Schwefelsäure, Alaun, Eisenvitriol und Schwefel benutzt.

Der Markasit (Strahlkies oder Wasserkies) krystallisirt im rhombischen System, wobei die Krystalle oft zu kammförmigen oder knolligen Gruppen vereinigt sind; auch bildet er Aggregate von radialstängliger oder faseriger Zusammensetzung; doch findet er sich auch dicht; er ist spröd; seine Härte ist ebenfalls 6 bis 7, sein spec. Gewicht etwas geringer als das des Pyrits; die Farbe ist grünlichgrau, leicht anlaufend; metallischer Glanz und Undurchsichtigkeit ist dem Markasit und dem Pyrit gemein. Er verwittert an der Luft weit leichter als Pyrit.

Arsensulfür oder Zweifach-Schwefelarsen As_2S_2 findet sich in der Natur als Realgar (Rothe Arsenblende, Roth-Rauschgelb) in Krystallen des monoklinen Systems, auch derb oder als Ueberzug; Bruch kleinmuschlig bis splittrig, mild; Härte 2; Gewicht 3,5; von morgenrother Farbe; Strich pomeranzengelb, durchscheinend. In mittlerer Wärme sublimirt es bei abgehaltener Luft unzersetzt. Das künstlich dargestellte hat ähnliche Eigenschaften und wird als Farbe und in der Feuerwerkerei benutzt.

Arseneisensulfid findet sich in der Natur von der Zusammensetzung $Fe_2As_2S_2$, nach dualistischer Auffassung $FeS_2 + FeAs_2$, unter dem Namen Arsenikkies (Misspickel) in Krystallen des rhombischen Systems, auch derb. Das Mineral ist spröde, undurchsichtig, zeigt deutlichen Metallglanz, silberweisse bis stahlgraue Farbe, schwarzen Strich; Härte 6, spec. Gewicht 6. Einige Varietäten enthalten ein wenig Silber, in andern wird ein Theil des Eisens durch das isomorphe Kobalt vertreten.

Arsenkobaltsulfid findet sich in einer dem Arsenikkies ganz entsprechenden Zusammensetzung $Co_2As_2S_2 = CoS_2 + CoAs_2$, dessen ungeachtet aber nicht mit diesem isomorph, als Glanzkobalt oder Kobaltglanz; es krystallisirt im regulären System, leicht spaltbar nach den Flächen des Würfels, von starkem metallischem Glanz,

undurchsichtig, röthlich silberweiss, oft grau angelaufen, Strich graulichschwarz. Der Glanzkobalt wird besonders zur Darstellung der blauen Kobaltfarben angewandt.

IV.

Verbindungen vom Typus Ammoniak $H_{3n}N_n$.

119. Der einfache Typus Ammoniak umfasst Verbindungen von drei Atomen Wasserstoff mit einem Atom eines dreiwerthigen elektronegativen Stoffes. Diese Verbindungen sind für die anorganische Chemie von bei weitem geringerer Bedeutung als die beiden vorhergehenden Typen; wichtig sind die Verbindungen des Stickstoffs, Phosphors, Arsens und Antimons mit 3 Atomen Wasserstoff. Verbindungen derselben Stoffe mit den Salzbildern, z. B. PCl_3, gehören zum dreifachen Typus Chlorwasserstoff, da in denselben nicht Phosphor u. s. w. sondern die Salzbilder die elektronegativen Stoffe sind.

Ammoniak $\left.\begin{matrix} H \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N = H_3N$ hat seinen Namen vom Salmiak (eigentlich Sal ammoniacum) und dieses wieder von dem Umstande, dass es früher aus Aegypten, wo Jupiter Ammon verehrt wurde, nach Europa als Handelsartikel kam. Es ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses, eigenthümlich stechend riechendes Gas, welches sich durch eine Temperaturerniedrigung bis — 40° bei gewöhnlichem Druck oder durch stärkeren Druck bei weniger erniedrigter Temperatur zu einer farblosen, sehr dünnen Flüssigkeit vom spec. Gewicht 0,76 verdichten lässt. Das Volumengewicht des Ammoniakgases (Wasserstoff = 1) ist, da drei Volumen Wasserstoff und ein Volumen Stickstoff sich zu 2 Volumen Ammoniak verdichten, $\frac{3 \times 1 + 14}{2} = 8,5$. Das Ammoniakgas wird in grosser Menge durch Wasser absorbirt: 1 Volumen Wasser absorbirt bei 15° 727 Volumen Ammoniakgas und bildet hiermit eine Flüssigkeit, die unter dem Namen Salmiakgeist bekannt ist und die Eigenschaften des Gases hat, nämlich besonders die alkalische Reaktion auf Pflanzenfarben und die Fähigkeit sich mit Säuren direkt zu Salzen zu vereinigen, z. B. $NH_3 + HCl = NH_4Cl$; letzteres verhält sich ganz wie ein Salz z. B. wie NaCl, mit welchem es auch isomorph ist; wie

nun Na das elektropositive Radikal in NaCl ist, so fasst man das wahrscheinlich noch hypothetische NH_4 unter dem Namen Ammonium als Alkalimetall auf.

Phosphorwasserstoffgas H_3P ist bei gewöhnlicher Temperatur und unter niederem Druck ein farbloses Gas von widerlichem Geruch und vom Volumengewicht 17; durch starken Druck und niedere Temperatur lässt es sich zu einer Flüssigkeit verdichten. Reines H_3P verbrennt erst beim Erhitzen bis auf 100° an der atmosphärischen Luft zu Wasser und Phosphorsäureanhydrid; wenn es sich schon bei gewöhnlicher und noch niedrigerer Temperatur von selbst entzündet, so verdankt es diese Eigenschaft der Beimischung einer kleinen Menge des sogenannten flüssigen Phosphorwasserstoffs.

Arsenwasserstoff H_3As ist bei gewöhnlicher Temperatur ein farbloses, nach Knoblauch riechendes, sehr giftiges Gas, vom Volumengewicht 39; beim Erhitzen zerlegt es sich in Arsen und Wasserstoff; bei hinreichendem Luftzutritt verbrennt es zu Wasser und arseniger Säure; ist hingegen der Luftzutritt nicht vollständig, z. B. dadurch, dass in das brennende Gas ein Porzellanscherben horizontal hineingehalten wird, so scheidet sich Arsen aus.

Antimonwasserstoffgas H_3Sb verhält sich ähnlich dem Arsenwasserstoff.

V.

Verbindungen vom Typus Kohlenwasserstoff $H_{4n}C_n$.

120. Der Typus Kohlenwasserstoff, welcher in seiner einfachen und reinen Gestalt Verbindungen von vier einwerthigen Atomen eines elektropositiven Stoffes mit einem vierwerthigen Atom eines elektronegativern Stoffes umfasst, ist für die Chemie der anorganischen Körper von nur geringer Bedeutung; auch der typische Stoff selbst ist seinem ganzen Verhalten nach mehr den Stoffen der organischen Chemie zuzuzählen.

Kohlenwasserstoff H_4C, auch leichtes Kohlenwasserstoffgas genannt, im Gegensatz zu dem schweren Kohlenwasserstoff H_4C_2, führt auch den Namen Sumpfgas, weil es sich bei der Fäulniss organischer Stoffe in Sümpfen bildet, oder Grubengas, weil es in manchen Steinkohlengruben in grösserer Menge vorkommt, und indem es sich mit atmosphärischer Luft mischt, beim

Entzünden die sogenannten schlagenden Wetter bildet. Das Kohlenwasserstoffgas ist ein permanentes, farbloses, geruchloses, in Wasser wenig lösliches Gas. Sein Volumengewicht (Wasserstoff = 1) ist $\frac{12 + 4}{2} = 8$ (während das Volumengewicht des schweren Kohlenwasserstoffgases $H_4C_2 = \frac{24 + 4}{2} = 14$ ist). In der Weissglühhitze zerlegt sich das Gas in Wasserstoff und Kohlenstoff. Mit Sauerstoff verbrennt es unter Erscheinung einer bläulichen, wenig leuchtenden Flamme zu Kohlensäureanhydrid und Wasser $H_4C + 4\,O = 2\,H_2O + CO_2$.

VI.

Verbindungen von unbestimmtem Typus.

121. Unter Verbindungen von unbestimmtem Typus werden diejenigen verstanden, welche in ihrem ganzen Verhalten nicht hinreichende Anhaltpunkte bieten, um sie einem der vorhererwähnten Typen oder einem andern für sie aufzustellenden Typus einzureihen. Zu ihnen sind viele in der Natur vorkommende Stoffe und ebenso künstlich gebildete zu rechnen, namentlich die Verbindungen des Arsens und Antimons mit Metallen und die Verbindungen der Metalle unter sich; letztere bezeichnet man im Allgemeinen mit dem Namen Legirungen, und im Besonderen die Legirungen des Quecksilbers mit dem Namen Amalgame.

Von den Mineralien sind zu erwähnen:

Zweifach-Arsenkobalt, als Mineral Speiskobalt genannt, $CoAs_2$ krystallisirt im regulären System, Härte 5 bis 6, spröd, zinnweiss bis licht stahlgrau, dunkelgrau oder buntanlaufend, von metallischem Glanz, Strich graulichschwarz; bisweilen wird ein Theil des Kobalts durch Nickel vertreten, so dass dieses Mineral allmählich in das folgende mit ihm isomorphe übergeht.

Zweifach-Arsennickel, als Mineral Weissnickelkies, $NiAs_2$, wobei einige Procent Nickel durch entsprechende Mengen der isomorphen Metalle Eisen und Kobalt vertreten werden, krystallisirt wie Speiskobalt; Härte 5 bis 6, Farbe zinnweiss, auf frischem Bruch metallglänzend.

Einfach-Arsennickel, als Mineral Rothnickelkies,

NiAs, wobei oft ein ziemlich bedeutender Theil des Arsens durch das isomorphe Antimon vertreten wird, krystallisirt im hexagonalen System; die Härte ist 5 bis 6; er besitzt metallischen Glanz, licht kupferrothe Farbe, ist undurchsichtig und hat ein bräunlichschwarzes Pulver.

Arseneisen, auch als Mineral Arsenikalkies genannt, Fe_2As_3, krystallisirt im rhombischen System, nach der Basis ziemlich leicht spaltbar, spröd, Härte 5 bis 6, von silberweisser Farbe, schwarzem Strich, Metallglanz, undurchsichtig.

Antimonsilber, als Mineral auch Spiessglassilber genannt, Ag_2Sb, krystallisirt rhombisch, wenig spröd, Härte 3 bis 4, zinnweiss, metallglänzend, undurchsichtig.

Quecksilbersilber, auch Amalgam genannt, theils AgHg, theils Ag_2Hg_3, krystallisirt im regulären System; spröd; Härte 3; spec. Gewicht 14; silberweiss.

Iridosmium in mehrfacher Zusammensetzung, krystallisirt im hexagonalen System; Härte 7; spec. Gewicht 19,3—21,2, von zinnweisser bis bleigrauer Farbe.

122. Die künstlichen Legirungen werden durch Zusammenschmelzen verschiedener Metalle erzeugt. Da dieselben, wenn die Bestandtheile in gewissen Verhältnissen enthalten sind, krystallisiren, und das Thermometer bei ihrer Bildung eigenthümliche Unregelmässigkeiten anzeigt, so kann man annehmen, dass einige Legirungen wirkliche chemische Verbindungen sind, während die meisten anderen Legirungen Gemische darstellen, in welchen ein oder der andere Bestandtheil gleichsam als Lösungsmittel und andere wieder als gelöste Körper zu betrachten sind. Alle Legirungen verhalten sich in Betreff ihrer physikalischen Eigenschaften wie Metalle und werden in der Technik gewissermaassen als einfache Metalle behandelt. Nicht alle Metalle legiren sich gleich leicht mit einander; so vereinigt sich Silber leicht mit Gold oder Kupfer oder Blei, dagegen nur schwierig und in höchst unbedeutender Menge mit Eisen; ähnlich ist es mit Quecksilber und Eisen; auch Zink und Blei vereinigen sich schwierig. Das spec. Gewicht der Legirungen ist meist grösser als das mittlere spec. Gewicht der Bestandtheile, so dass also Verdichtung bei der Vereinigung der Metalle stattfindet; doch giebt es auch Ausnahmen. Auch der Schmelzpunkt der Legirung ist nicht das Mittel der Schmelzpunkte der Bestandtheile; bisweilen ist er sogar niedriger als der Schmelzpunkt des am leichtesten schmelzbaren Metalls. Während z. B. das Blei bei 325^0, das Wismuth bei 265^0 und das

Zinn bei 228° schmilzt, liegt der Schmelzpunkt der Legirung von 5 Theilen Blei, 3 Theilen Zinn und 8 Theilen Wismuth schon bei 98°; es schmilzt also diese Legirung schon in noch nicht siedendem Wasser.

Die wichtigsten Legirungen sind:

Zinn-Zink ist das Material zum unächten Blattsilber.

Zinn-Blei in dem Verhältniss von 5 Th. Zinn auf 1 Th. Blei ist das gesetzliche Metallgemisch für Zinngefässe; 1 Th. Zinn und 1 Th. Blei bildet das gewöhnliche Schnellloth.

Kupfer-Zink; das Kupfer wird durch Zusatz von wenig Zink hellroth, bei mehr Zink gelb und weiss; in der Glühhitze ist die Legirung meist spröde. Am dehnbarsten ist das blassgelbrothe Tomback, eine Legirung von 84,5 Th. Kupfer und 15,5 Th. Zink; das unächte Blattgold ist Tomback in sehr dünnen Blättchen; das Messing besteht aus 71,5 Th. Kupfer und 28,5 Th. Zink, vom spec. Gewicht 8; das Messingschlagloth, womit man Messing löthet, besteht aus 2 Th. Messing und 1 Th. Zink.

Kupfer-Zinn; 1 Th. Kupfer und 3,7 Zinn, $CuSn_2$, krystallisirt in hexagonalen Säulen von gelblich grünlichweisser Farbe mit viel Glanz, dehnbar, vom spec. Gewicht 7,5. — Unter Bronze im engeren Sinne versteht man verschiedenartige Legirungen von Kupfer und Zinn, die härter und klingender, dagegen spröder als Messing sind; sie sind um so leichter schmelzbar, je mehr Zinn sie enthalten; die Bronzen der Alten, besonders auch die Bronze des sogenannten Bronze-Zeitalters, bestanden aus Legirungen von 85 bis 97 % Kupfer und 15 bis 3 % Zinn; die neueren, namentlich auch die zu Statuen verwandten Bronzen haben auch einen Gehalt von Zink oder Blei. Eine besondere Art von Bronze ist das Stückgut oder Kanonenmetall, durchschnittlich bestehend aus 90 % Kupfer auf 10 % Zinn; die Glockenspeise enthält ungefähr 80 % Kupfer auf 20 % Zinn; eine Legirung von 70 Th. Kupfer und 30 Th. Zinn wird zu Metallspiegeln angewandt.

Quecksilber-Zinn bildet das Material der Glasspiegelbelegung.

Silber-Kupfer ist in allen Mischungsverhältnissen härter als reines Silber und nach Verhältniss der Mischung von weisser bis hellkupferrother Farbe. Der Silber- oder Feingehalt der Legirung wurde früher nach der Zahl der Lothe und Gräne von reinem Silber berechnet, die in einer Mark Legirung enthalten waren. Ein Mark bestand aus 16 Loth und das Loth aus 18 Grän; die preussischen

Einthaler-Stücke bezeichnete man als 12löthig, d. h. 16 Loth derselben enthalten 12 Loth Silber und 4 Loth Kupfer; die Zweithalerstücke enthielten 14 Loth $7^1/_2$ Grän; das zu Geräthschaften verarbeitete Silber ist meist 12löthig. In neuerer Zeit rechnet man meist nach pro mille; hiernach ist das 12löthige Silber gleichbedeutend mit demjenigen, welches $^{725}/_{1000}$ Feingehalt hat. In neuerer Zeit wurde auch der Feingehalt oder das Korn der Münzen geregelt, so dass die österreichischen und süddeutschen Gulden, die preussischen Thaler und die französischen Franken einen Feingehalt von $^{900}/_{1000}$ hatten. Ein Pfund (= 500 Gramm) feines Silber ist in 30 preussischen Thalern enthalten; ein preussischer Thaler enthält hiernach $16^2/_3$ Gramm feines Silber.

Gold-Kupfer ist härter und leichter schmelzbar als Gold. Der Goldgehalt der Legirungen wurde früher nach Mark, Karat und Grän bestimmt (1 Mark = 24 Karat; 1 Karat = 12 Grän); in neuerer Zeit drückt man den Goldgehalt wie beim Silber nach pro mille aus; der Feingehalt der Goldmünzen ist durchschnittlich $^{900}/_{1000}$, derjenige der Goldwaaren meist nicht unter $^{580}/_{1000}$.

Wismuth-Blei-Zinn bildet Legirungen, von denen einige schon unter dem Siedepunkte des Wassers schmelzen; das Rose'sche Metallgemisch, aus 2 Th. Wismuth, 1 Th. Blei, 1 Th. Zinn bestehend, schmilzt bei 93,75°.

Kupfer-Nickel-Zink; eine silberähnliche Legirung von $53^1/_2$ Th. Kupfer, 29 Th. Zink und $17^1/_2$ Th. Nickel wird unter dem Namen Neusilber (Argentan, Packfong) zu mancherlei Geräthen angewandt; es ist härter als Silber und Messing, in der Kälte sehr dehnbar; spec. Gewicht 8,5.

Quecksilber-Zinn-Zink; aus 3 Th. Quecksilber, 1 Th. Zinn, 1 Th. Zink besteht das gewöhnliche Amalgam, dessen man sich zum Einreiben der Reibzeuge der Elektrisirmaschinen bedient.

Gold-Silber-Kupfer; eine Legirung von 16 Th. Gold, 9 Th. Silber, 8 Th. Kupfer bildet das Goldschlagloth für feinere Goldarbeiten.

Zinn-Antimon im Verhältniss von 86 Th. Zinn zu 10 Th. Antimon und kleinen Mengen von Zink, Blei, Wismuth oder Kupfer bildet das Britannia.

Blei-Antimon-Zinn im Verhältniss von 58, 17, 12 mit kleinen Mengen von Kupfer, Nickel, Kobalt, Wismuth bildet das Letternmetall.

123. An diese Verbindungen der Metalle mit Metallen oder

metallähnlichen Stoffen schliessen sich noch die Verbindungen des Eisens mit Kohlenstoff an, welche für die Technik und für die verschiedenen Zwecke des gewöhnlichen Lebens von so ungemeiner Bedeutung sind.

Bei der Ausscheidung des Eisens aus seinen Sauerstoffverbindungen mit Hülfe von Kohle bilden sich Verbindungen des Eisens mit Kohlenstoff, welche theils Gemenge verschiedener Verbindungen sind, theils homogene Substanzen. Die an Kohlenstoff reichste Verbindung ist der graphitähnliche Körper, welcher im grauen Gusseisen oder langsam abgekühlten Stahl oder Schmiedeeisen enthalten ist, und zurückbleibt, wenn Salzsäure oder verdünnte Schwefelsäure auf dieselben einwirken; dieses reichste Kohlenstoffeisen ist als FeC_3 aufzufassen. Werden die obengenannten Eisensorten schnell abgekühlt, so hat das Kohlenstoffeisen FeC_3 nicht Zeit heraus zu krystallisiren, der Kohlenstoff bleibt also in grösserer Menge mit der gesammten Eisenmasse verbunden und bewirkt die grössere Härte derselben.

Das Gusseisen oder Roheisen enthält ungefähr 3,5 bis 4,5 % Kohlenstoff, ausserdem noch kleinere Mengen von Silicium, Mangan, Phosphor; je nachdem durch schnelles Abkühlen der Kohlenstoffgehalt mehr oder weniger mit der ganzen Eisenmasse verbunden geblieben ist, unterscheidet man weisses oder graues Roheisen. 1) Das weisse Roheisen ist zinnweiss bis grauweiss, sehr spröde, äusserst hart, Glas stark ritzend, also nahezu von der Härte 7. Das specifische Gewicht ist 7,5. Der Bruch ist theils blättrig, theils feinsplittrig bis dicht und muschlig. Es lässt sich nicht schweissen, sein Schmelzpunkt ist niedriger als der des grauen Gusseisens. Diejenigen Sorten von weissem Roheisen, welche grossblätterigen Bruch haben, sehr leicht schmelzen und vorzüglich kohlenstoffreich sind, nennt man Spiegeleisen. 2) Das graue Roheisen hat eine lichtgraue bis schwarze Farbe, ist von körnigem Bruch, mehr oder weniger weich und dehnbar, schmilzt schwieriger als weisses Roheisen. Bei raschem Abkühlen nach dem Schmelzen verwandelt es sich in weisses Roheisen, und wird daher durch Abkühlen in Wasser gehärtet.

Der Stahl enthält 1 bis 2,3 % Kohlenstoff und kann dargestellt werden entweder dadurch, dass man dem Stabeisen, welches weniger Kohlenstoff enthält, durch Glühen mit Kohle einen grösseren Gehalt hinzufügt, oder dem Gusseisen durch Glühen an der Luft Kohlenstoff entzieht. Wird Stahl nach dem Glühen langsam abgekühlt, so ist er weich und von körnig-zackigem Bruch; wird er

dagegen langsam abgekühlt, so wird er bedeutend härter, elastischer und spröder; sein Bruch ist sehr feinkörnig. Wird gehärteter Stahl wiederum erhitzt und langsam abgekühlt, so wird er wieder weich und zwar um so weicher, je höher die Temperatur war, welcher er ausgesetzt wurde.

Hierauf beruht das Anlassen des Stahls. Bis 215° an der Luft erhitzt läuft er strohgelb an, dann dunkelgelb und purpurfarben; bei 282° wird er violett, hierauf dunkelblau und sodann hellblau. Es lässt sich also aus der Farbe die Härte des Stahles beurtheilen. Der Schmelzpunkt des Stahles liegt höher als der des Gusseisens und niedriger als der des Stabeisens; die Schweisshitze ist unter der Schweisshitze des Stabeisens. Der Stahl nimmt den Magnetismus schwieriger an als das Stabeisen, hält ihn aber desto fester.

Das Stab- oder Schmiedeeisen hat im geschmiedeten Zustande ein faseriges Gefüge; es ist das zäheste von allen Metallen, und lässt sich zu sehr dünnem Draht ausziehen, aber nicht zu dünnen Platten auswalzen; es wird in der Rothglühhitze weicher und zäher und lässt sich in der Weissglühhitze schweissen; es schmilzt erst bei den höchsten Hitzegraden. Es wird vom Magnete angezogen, und lässt sich leicht attractorisch machen, verliert jedoch diese Eigenschaft um so schneller, je freier es von Kohlenstoff ist; durchschnittlich enthält es $^1/_2$ % Kohlenstoff. Nach dem Glühen rasch abgekühlt wird es nicht spröde und nicht bedeutend härter.

Die chemischen Prozesse der anorganischen Körper.

A. Systematische Uebersicht der chemischen Prozesse.

124. Die chemischen Stoffe zeigen ein Bestreben aufeinander einzuwirken, sobald sie mit einander in Berührung kommen; ob dieses Streben wirklich eine chemische Veränderung zur Folge hat, d. h. ob wirklich ein chemischer Prozess vor sich geht, ist abhängig von der Natur der Stoffe und von den Umständen und Verhältnissen,

welche auf die Stoffe gerade zu der Zeit einwirken. Sind zwei oder mehrere Stoffe schon mit einander in einem zusammengesetzten Stoffe verbunden, so wird diese Verbindung aufgehoben durch den Eintritt von Umständen, unter welchen die Verbindung nicht bestehen kann; natürlich kann sie unter denselben Umständen auch nicht entstehen. Im Allgemeinen zeigen die einfachen Stoffe um so grössere chemische Anziehung (Verwandtschaft, Affinität) zu einander, je weiter sie in der elektrischen Spannungsreihe von einander entfernt sind; doch bezieht sich dies wesentlich auf die gewöhnlichen Umstände, namentlich auf die gewöhnliche Temperatur; ausser der Temperatur haben noch namentlich Licht, Elektricität, Berührung mit gewissen Stoffen und der Aggregatzustand Einfluss auf die Grösse der Verwandtschaft; dieser Einfluss ist in Betreff der verschiedenen Stoffe sehr verschieden. So bleibt z. B. Eisen bei gewöhnlicher Temperatur in trockner atmosphärischer Luft völlig unverändert, während es in der Glühhitze den Sauerstoff aufnimmt und sich in Eisenoxyduloxyd oder Eisenoxyd verwandelt; Quecksilberoxyd ist bei gewöhnlicher Temperatur beständig; in höherer Temperatur dagegen zerlegt es sich in seine Bestandtheile Quecksilber und Sauerstoff; Bleioxyd nimmt, wenn es in der atmosphärischen Luft mässig erhitzt wird, mehr Sauerstoff auf, indem es sich in Mennige verwandelt; wird dagegen Mennige geglüht, so giebt sie den aufgenommenen Sauerstoff wieder ab und verwandelt sich in Bleioxyd. Chlor und Wasserstoff vereinigen sich bei gewöhnlicher Temperatur im Dunkeln nicht mit einander; wird aber das Gemenge der beiden Gase dem zerstreuten Tageslichte ausgesetzt, so erfolgt die Verbindung allmählich, und bei Einwirkung des directen Sonnenlichts plötzlich unter Explosion.

Die chemischen Prozesse können nach der Zahl der beim Beginn und am Ende vorhandenen Stoffe in drei Abtheilungen unterschieden werden:

1. Verbindungsprozesse: zwei oder mehrere Stoffe vereinigen sich zu einem einzigen Stoffe. Formel: $a + b = ab$.

2. Zersetzungsprozesse: ein Stoff trennt sich in zwei oder mehrere Stoffe. Formel: $ab = a + b$.

3. Substitutionsprozesse (oder Tauschprozesse oder Wahlverwandtschaftsprozesse): aus zwei oder mehreren Stoffen entstehen durch Vertauschung der Bestandtheile zwei oder mehrere neue Stoffe. Formel: $ab + c = ac + b$,

oder ab + cd = ac + bd. In diesen Prozessen finden gleichzeitig Zersetzungen und Verbindungen statt.

Im Folgenden sollen die wichtigsten Prozesse in Gruppen zusammengestellt erläutert werden.

I.

Die Verbindungsprozesse.

125. Die ältere chemische Theorie nahm im Allgemeinen den Satz an, dass sich einfache Stoffe nur mit einfachen, und zusammengesetzte mit zusammengesetzten verbinden; Ausnahme von dieser Regel machten die organischen Körper, in denen man nothgedrungen zusammengesetzte Radikale, welche sich wie einfache Stoffe verhalten, annehmen musste, und ausserdem Ammonium und Cyan, von welchen ersteres sich wie ein Alkalimetall, letzteres wie ein Salzbilder verhält. Die neuere Theorie ist von dem Satze, dass die Radikale der anorganischen Chemie einfache Stoffe sind, abgegangen und nimmt jetzt sowohl für die organische als für die anorganische Chemie einfache und zusammengesetzte Radikale an. Immerhin bleibt es aber auch nach der neueren Auffassung noch richtig, dass die Antimetalle (Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Chlor, Brom, Jod, Fluor) sich vorzugsweise mit einfachen Stoffen verbinden und sich namentlich durch eine grosse Verwandtschaft zu den Metallen und zum Wasserstoff auszeichnen. — Bei jedem Verbindungsprozess wird Wärme erzeugt.

1. Verbindung des Sauerstoffs mit Metallen ohne Einwirkung von Wasser, namentlich bei höherer Temperatur.

126. Der Sauerstoff verbindet sich unmittelbar mit den meisten Metallen unter Einwirkung verschiedner Umstände; ausgenommen sind die edelsten Metalle.

Kalium und Natrium oxydiren sich an trockener Luft schon bei gewöhnlicher Temperatur zu Kaliumoxyd und Natriumoxyd. $K_2 + O = K_2O$; $Na_2 + O = Na_2O$.

Calcium bleibt in trockener Luft bei gewöhnlicher Temperatur unverändert, oxydirt sich aber in der Glühhitze zu Calciumoxyd unter lebhafter Feuererscheinung. $Ca + O = CaO$.

Aluminium oxydirt sich bei gewöhnlicher Temperatur weder in atmosphärischer Luft, noch in reinem Sauerstoffgas, und bleibt auch, wenn es in grössern compakten Massen geglüht wird, ungeändert; dagegen verbrennt es, sobald es als feiner Draht oder in Blättchen an der Luft geglüht wird. $Al_2 + O_3 = Al_2O_3$.

Magnesium hält sich bei gewöhnlicher Temperatur in trockener Luft unverändert, verbrennt aber an der Luft erhitzt mit blendend weissem Lichte zu Magnesiumoxyd. Da es schon in der Rothglühhitze gasförmig wird, so verbindet sich das Magnesium im gasförmigen Zustande mit dem gasförmigen Sauerstoff und veranlasst daher die Verbrennung unter Erscheinung von Flamme; diese Flamme ist sehr leuchtend, weil in derselben das Verbrennungsprodukt, Magnesiumoxyd, welches bei der Temperatur der Flamme nicht gasförmig, sondern ein feines weisses Pulver, also von starrem Aggregatzustande ist, geglüht wird; wegen der starken Leuchtkraft wird die Magnesiumflamme als Signallicht, oder zum Zweck der Photographie zur Erleuchtung von Räumen benutzt, die durch das Sonnenlicht nicht hinreichend erhellt sind, z. B. Bergwerke, Höhlen, Kirchen u. s. w. $Mg + O = MgO$.

Das Zink hält sich bei gewöhnlicher Temperatur an trockner Luft ungeändert, bei einer Temperatur von etwa 400° schmilzt es und verwandelt sich in starker Rothglühhitze in Dampf, welcher mit atmosphärischer Luft in Berührung gebracht unter Erscheinung einer blendend bläulich-weissen Flamme verbrennt; da die Oxydation schon bei einer Temperatur beginnt, bei welcher das Zink noch nicht gasförmig ist, und da ferner das Zinkoxyd bei dieser Temperatur von starrem Aggregatzustande ist, so überzieht sich das geschmolzene Zink mit einer weissen mehr oder weniger festen Decke von Zinkoxyd, und zugleich erscheint über der Flamme ein weisser Rauch, der sich an kalten Körpern oder auch schon in der Luft zu wolligen Flocken (lana philosophica) zusammenfügt; zu gleicher Zeit erklärt sich aus dem bei hoher Temperatur starren Zustande des Zinkoxyds, ähnlich wie beim Magnesium, die Helligkeit der Flamme. $Zn + O = ZnO$.

Das Zinn hält sich an trockener Luft bei gewöhnlicher Temperatur ungeändert; bei höherer Temperatur überzieht sich das geschmolzene Zinn mit einer grauen Haut, welche aus einem Gemenge von Zinn, Zinnoxydul und Zinnsäureanhydrid (Zinnoxyd) besteht. In der Weissglühhitze siedet das Zinn und verbrennt wie das Zink mit glänzend weisser Flamme zu Zinnsäureanhydrid. $Sn + O_2 = SnO_2$.

Das Blei oxydirt sich nicht an trockner Luft bei gewöhnlicher Temperatur; in der Hitze aber zieht es begierig Sauerstoff an, indem es zunächst eine graue Haut über dem geschmolzenen Blei bildet; diese besteht aus einem Gemenge von Blei mit Bleisuboxyd und Bleioxyd; bei weiterem Erhitzen entsteht durch fernere Aufnahme von Sauerstoff Bleioxyd, ein citrongelbes Pulver, welches Massicot genannt wird, oder geschmolzen und wieder erstarrt die krystallinische Bleiglätte. $Pb + O = PbO$. Wird das Massicot bei genügendem Luftzutritt ohne dass es schmilzt, lange erhitzt, so nimmt es noch mehr Sauerstoff auf, und verwandelt sich in die rothe Mennige oder Bleisuperoxydul: $3PbO + O = Pb_3O_4$. Eine stärkere Erhitzung ist bei der Darstellung der Mennige zu vermeiden, da sie in der Glühhitze sich wieder in Bleioxyd und Sauerstoff zerlegt.

Das Eisen bleibt bei gewöhnlicher Temperatur in trockener Luft völlig ungeändert. Dagegen nimmt es in der Glühhitze Sauerstoff auf und verwandelt sich in den sogenannten Hammerschlag, dessen äussere Schicht mehr Sauerstoff enthält als die innere, im Allgemeinen aber als Verbindung von Eisenoxydul mit mehr oder weniger Eisenoxyd angesehen werden kann. Ein Eisenoxyduloxyd von der Zusammensetzung des Magneteisensteins $FeO, Fe_2O_3 = Fe_3O_4$ bildet sich beim raschen Verbrennen von Eisen in Sauerstoffgas; um letzteren Versuch auszuführen nimmt man zweckmässig eine stählerne Uhrfeder, welche man an dem einen Ende zuspitzt und mit Hülfe eines an diese Spitze befestigten Stückchens Schwamm in einer mit Sauerstoff gefüllten Flasche entzündet. Wird Eisenoxyduloxyd an der Luft oder in Sauerstoffgas längere Zeit erhitzt, so verwandelt es sich in rothes Eisenoxyd. $2Fe_3O_4 + O = 3Fe_2O_3$.

Das Kupfer oxydirt sich bei gewöhnlicher Temperatur nicht in trockener Luft; in der Glühhitze nimmt es dagegen Sauerstoff auf und verwandelt sich dabei in schwarzes Kupferoxyd, $Cu + O = CuO$; die dem Metall zunächst liegende Schicht besteht aus rothem Kupferoxydul. Letzteres bildet sich stets und zwar rein, wenn Kupferoxyd mit Kupfer in der Glühhitze längere Zeit in Berührung ist.

Quecksilber hält sich bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft unverändert; wird es dagegen längere Zeit bei Zutritt von Luft gekocht, so verwandelt es sich allmählich in Quecksilberoxyd. $Hg + O = HgO$.

2. Verbindungen des Sauerstoffs mit Nichtmetallen ohne Einwirkung von Wasser, namentlich bei höherer Temperatur.

127. Alle Nichtmetalle mit Ausnahme der Salzbilder (Chlor, Brom, Jod, Fluor) und des Stickstoffs verbinden sich durch Einwirkung der Wärme mit Sauerstoff. Der Wärmegrad, bei welchem die Verbindung vor sich geht, ist sehr verschieden; dabei wird durch den Verbindungsprozess oft soviel Wärme erzeugt, dass die Verbindung ohne künstliche Fortsetzung der Erwärmung fortdauert: z. B. bei der Verbrennung von Schwefel oder Phosphor.

Antimon verändert sich nicht bei gewöhnlicher Temperatur an trockener Luft; wird es aber zum Schmelzen erhitzt, so oxydirt es sich schnell, und verbrennt in der Rothglühhitze an der Luft unter Entwickelung eines weissen Rauches von Antimonoxyd. $2Sb + O_3 = Sb_2O_3$.

Arsen ist ebenfalls bei gewöhnlicher Temperatur an der trockenen Luft unveränderlich. An der Luft erhitzt verbrennt es unter Entwickelung eines weissen Rauches von Arsenigsäureanhydrid; dabei zeigt sich der dem Arsendampfe eigenthümliche Knoblauchgeruch. $2As + O_3 = As_2O_3$.

Phosphor verhält sich nach der Modifikation, in welcher er auftritt, gegen Sauerstoff verschieden. Der gewöhnliche Phosphor erleidet bei Temperaturen über 0^0 auch in trockener atmosphärischer Luft die langsame Verbrennung, indem er sich durch Aufnahme von Sauerstoff unter Entwickelung eines eigenthümlichen Geruchs und eines bläulichen Lichts in Phosphorigsäureanhydrid verwandelt: $P_2 + O_3 = P_2O_3$. Die bei dieser chemischen Verbindung freiwerdende Wärme kann sich soweit steigern, dass er unter lebhafter Verbrennung in Phosphorsäureanhydrid übergeht. Diese rasche Verbrennung kann dadurch veranlasst werden, dass er absichtlich bis 60^0 in Sauerstoff oder in der atmosphärischen Luft erhitzt wird. Die hierdurch erzeugte Wärme bringt die übrigen Theile des Phosphors ins Sieden und beschleunigt dadurch die Verbrennung. Die Flamme erscheint beim Verbrennen, weil zwei Gase, Phosphordampf und Sauerstoffgas, sich verbinden; die Helligkeit der Flamme wird aber dadurch hervorgebracht, dass das Verbrennungsprodukt, das Phosphorsäureanhydrid, bei der obwaltenden Temperatur von starrem Aggregatzustande ist und in der Flamme zum Weissglühen erhitzt wird. Die zweite Modifikation des Phosphors, der sogenannte rothe Phosphor, entzündet sich nicht unter 200^0. $P_2 + O_3 = P_2O_3$.

Das Silicium oxydirt sich bei sehr hoher Temperatur oberflächlich zu Siliciumsäureanhydrid. $Si + O_2 = SiO_2$.

Das Bor oxydirt sich ebenfalls erst bei sehr hoher Temperatur zu Borsäureanhydrid: $B_2 + O_3 = B_2O_3$.

Kohlenstoff zeigt in seinen drei Modifikationen, Diamant, Graphit und amorphe Kohle, bei niederen Temperaturen nur geringe Verwandtschaft zum Sauerstoff; eine desto grössere Verwandtschaft zeigt sich in den verschiedenen Graden der Glühhitze. Diamant und Graphit verbrennen in Sauerstoffgas mit glänzend rothem Lichte, wenn sie bis zur starken Rothglühhitze erhitzt werden; die dabei frei werdende Wärme ist sehr bedeutend und setzt sich auch ohne äussere Erhitzung weiter fort; in atmosphärischer Luft dagegen hört die Verbrennung mit der äusseren Erhitzung auf. Amorphe organische Kohle bedarf zu ihrer Verbrennung nur dunkele Rothglühhitze, auch setzt sich die Verbrennung bei Unterbrechung der Erhitzung fort. In Sauerstoffgas verbrennt die Kohle mit lebhaftem Glanze und Funkensprühen. Da der Kohlenstoff nicht im gasförmigen Aggregatzustande existirt, so kann die Verbrennung nicht mit Flamme stattfinden, sondern nur unter mehr oder minder starkem Erglühen. Häufig nimmt man über brennender Kohle eine bläuliche, schwach leuchtende Flamme wahr; diese hat aber nicht im Verbrennen der Kohle ihren Grund, sondern im Verbrennen von Kohlenoxydgas, welches sich mit Sauerstoff zu Kohlensäureanhydrid verbindet, und zwar mit Flammenerscheinung, weil zwei Gase sich mit einander verbinden; die Flamme ist aber wenig leuchtend, weil in ihr keine festen Theilchen zum Glühen kommen. Dieses Kohlenoxydgas bildet sich beim Verbrennen des Kohlenstoffs bei unzureichendem Luftzutritt, sobald die im Anfange gebildete Kohlensäure mit glühender Kohle in Berührung kommt, wobei 1 Atom Kohlenstoff einem Molekül Kohlensäureanhydrid 1 Atom Sauerstoff wegnimmt und dadurch 2 Moleküle Kohlenoxydgas bildet: $CO_2 + C = 2CO$. Dieses Kohlenoxydgas, welches durch seine höchst giftigen Eigenschaften bekannt ist, bildet sich namentlich, wenn in den Oefen die zum Schornstein führende Klappe geschlossen wird, ehe die Kohlen verbrannt sind oder zu brennen aufgehört haben; in diesem Falle bleibt die entstehende Kohlensäure mit den glühenden Kohlen noch längere Zeit in Berührung und bildet Kohlenoxydgas, welches allmählich aus dem Ofen heraustritt und indem es sich mit der Luft des Zimmers mischt, die schädliche Einwirkung auf das Leben der Menschen und Thiere veranlasst. — Da das Quantum der durch die Verbindung des Kohlen-

stoffs freiwerdenden Wärme sehr beträchtlich ist, und die ins Brennen versetzte Kohle auch nach dem Aufhören der äussern Erwärmung bei hinreichendem Zutritt von Luft zu brennen fortfährt, so dient die Kohle, sowie die Kohlenstoff enthaltenden organischen oder von Organismen herrührenden mineralischen Stoffe, als Holz, Torf, Braunkohle, Steinkohle, Koks, Holzkohle, zur Erzeugung von Wärme, um andere Körper dadurch zu erwärmen, oder zur Heizung. Die Heizkraft der verschiedenen Brennmaterialien ist sehr verschieden. Man misst sie durch Ermittelung der relativen Wärmemengen, d. h. durch Angabe um wieviel die durch einen Brennstoff erzeugte Wärmemenge grösser ist als die durch einen andern Brennstoff erzeugte. Zu diesem Zwecke ermittelt man die Zahl von Gewichtseinheiten des Wassers, welche durch 1 Gewichtseinheit Brennstoff um 1° erwärmt werden, und bezeichnet diese Wassermenge als Wärmeeinheiten. Auf diese Weise hat man gefunden, dass durch Verbrennen von 1 Gewichtstheil Kohlenstoff 80 Gewichtstheile Wasser von 0 bis 100°, oder 8000 Gewichtstheile Wasser von 0 bis 1°, also um 1° erwärmt werden. Ist 8000 der Ausdruck für die Heizkraft des reinen Kohlenstoffs, so ist die von lufttrockenem Holz durchschnittlich 2800, Torf 3000, Braunkohle 3700, Steinkohle bis 7000, Alkohol und Anthracit 7500, Holzkohle 7000, Koks 7200, Fett 9000, Wasserstoff dagegen 34,600; die Heizkraft des Wasserstoffs ist also $4^1/_3$mal grösser als die des Kohlenstoffs. — Da die Verbrennung des Kohlenstoffs zu Kohlensäureanhydrid nach der Formel $C + 2O = CO_2$ vor sich geht, so giebt nach Einsetzung der Atomgewichte die Gleichung $12 + 32 = 44$ das Gewicht des Sauerstoffs und des Kohlensäureanhydrids an, welche bei der Verbrennung einer gewissen Menge Kohlensäure eine Rolle spielen. Diese Gleichung giebt das Resultat, dass zur Verbrennung von 1 Kilogramm (= 2 Pfund) reinem Kohlenstoff $2^2/_3$ Kilogramm Sauerstoff nöthig sind, und dass durch die Verbrennung $3^2/_3$ Kilogramm Kohlensäureanhydrid erzeugt werden, oder dass 3 Kilogramm Kohlenstoff 8 Kilogramm Sauerstoff verbrauchen und hiemit 11 Kilogramm Kohlensäureanhydrid erzeugen. Um das Volumen der durch die Verbrennung eines gewissen Gewichts, z. B. 3 Kilogramm Kohlenstoff, verbrauchten atmosphärischen Luft zu berechnen, hat man zu beachten, dass letztere ungefähr 21 Gewichtsprocente Sauerstoff enthält. — Durch die Verbrennung solcher organischer Substanzen, welche neben Kohlenstoff noch Wasserstoff enthalten, wird neben Kohlensäureanhydrid auch Wasser erzeugt.

Der Schwefel verbindet sich, wenn er bis über 260° erhitzt wird, unter Erscheinung einer blauen schwach leuchtenden Flamme, mit Sauerstoff zu Schwefligsäureanhydrid $S + O_2 = SO_2$. Die Flamme ist wenig leuchtend, weil in ihr keine festen Theilchen enthalten sind. Da die durch die Verbrennung erzeugte Hitze so hoch ist, dass der feste Schwefel in den gasförmigen Zustand übergeführt wird, und dass die neu entstandenen Gastheile sich entzünden können, so brennt der einmal entzündete Schwefel weiter, ohne dass die Erhitzung von aussen fortgesetzt wird. Mehr als 2 Atome Sauerstoff nimmt das Schwefelatom nicht ohne Vermittelung anderer Stoffe auf, auch wenn die Erhitzung in reinem Sauerstoff stattfindet.

Der Wasserstoff verbindet sich nur in höherer Temperatur, oder durch Einwirkung von Elektrizität, oder durch Contakt mit einigen anderen Körpern mit dem Sauerstoff, und zwar verbinden sich 2 Volumen Wasserstoff mit 1 Volumen Sauerstoff zu 2 Volumen Wasserdampf, oder dem Gewicht nach 2 Gewichtstheile Wasserstoff mit 16 Gewichtstheilen Sauerstoff zu 18 Gewichtstheilen Wasser; das Volumengewicht des Wasserdampfes ist hiernach $\frac{2+16}{2} = 9$. Die Verbrennung geht mit Flamme vor sich, da zwei gasförmige Körper sich verbinden; die Flamme ist aber wenig leuchtend, weil sowohl die sich verbindenden Körper, als auch das Verbindungsprodukt gasförmig sind. Die durch Verbrennung des Wasserstoffs erzeugte Wärme oder die Heizkraft ist $4^1/_3$mal grösser als die des Kohlenstoffs, indem durch Verbrennung von 1 Gewichtsth. Wasserstoff die Temperatur von 34,600 Gewichtstheilen Wasser um 1° erhöht wird, während durch die Verbrennung von reiner Kohle nur 8000 Gewichtstheile Wasser um 1° erwärmt werden. Ein Gemenge von 2 Raumtheilen Wasserstoff mit 1 Raumtheil Sauerstoff, welches beim Entzünden mit gewaltigem Knall explodirt und daher den Namen Knallgas oder Knallluft führt (statt 1 Volumen Sauerstoff lassen sich auch 5 Volumen atmosphärische Luft anwenden, jedoch ist die Wirkung weniger heftig), wird angewandt um die stärkste Hitze zu erzeugen, welche überhaupt auf chemischem Wege erzeugt werden kann; ein solches Gebläse, das Knallgas- oder Hydrogenoxygen-Gebläse, findet Anwendung zum Schmelzen und Löthen von Metallen. Auch lässt sich durch Verbrennen des Knallgases mit Hülfe von Kreide, welche in demselben geglüht wird, ein höchst intensives weisses Licht erzeugen, welches unter dem Namen Drummondsches Licht als Signallicht auf Leuchtthürmen, zu Mikroskopen, Nebelbildern u. s. w. verwandt

wird. Es ist nicht zweckmässig die beiden Gase vor dem Verbrennen in grösserer Quantität zu mengen, weil sehr leicht durch Entzündung und wegen der durch die Wärme veranlassten starken Ausdehnung des sich bildenden Wasserdampfes eine Explosion bewirkt werden könnte; um dies zu vermeiden leitet man besser die beiden Gase kurz vor der Stelle des Gasleitungsrohres, an welcher die Entzündung stattfinden soll, zusammen. Ueberhaupt hat man bei der Darstellung und Entzündung des Wasserstoffs sehr darauf zu achten, dass nicht etwa Sauerstoff oder atmosphärische Luft dem Gase beigemengt sei, weil sich in diesem Falle die Entzündung leicht von aussen in den inneren Apparat fortsetzen und dessen Zertrümmerung veranlassen kann. — Dass sich durch die Verbindung von Wasserstoff mit Sauerstoff Wasser bildet, kann man leicht wahrnehmen, sobald man über die Flamme ein kaltes etwas weites Glasrohr hält; an dieses schlagen sich die gebildeten Wasserdämpfe in verdichtetem Zustande als Wasser nieder. Unter gewissen Bedingungen, bei einem bestimmten Verhältnisse der Grösse der Flamme zur Länge und Weite des Rohres, hört man einen ziemlich starken Ton, ähnlich einem Orgelton, der nach verschiedenen Umständen verschieden hoch und tief ist; man bezeichnet einen solchen Apparat mit dem Namen chemische Harmonika; der Ton wird wahrscheinlich durch eine sehr rasche Aufeinanderfolge sehr vieler kleinen Explosionen erzeugt und ist also eine Folge von Luftschwingungen; Holz und Metallröhren bringen denselben Ton hervor als Glasröhren. — Ausserdem, dass sich das Wasserstoffgas mit dem Sauerstoffgas durch Vermittelung der Wärme verbindet, kann die Verbindung auch durch Anregung der Elektrizität erzeugt werden. Wenn man einen elektrischen Funken durch ein Gemenge von Wasserstoffgas und Sauerstoffgas hindurchschlagen lässt, so verbinden sich beide Gase in derselben Weise als ob sie erhitzt worden wären. Man bedient sich zu diesem Zwecke der sogenannten elektrischen Pistole. Diese besteht aus einer Röhre, durch welche zwei Metallstifte gesteckt sind, so dass ihre Spitzen in dem Innern der Röhre sehr wenig von einander entfernt sind. Ist die Röhre von Metall, so muss der eine Metallstift durch Siegellack oder Glas von der Wandung der Röhre isolirt sein, damit die Elektrizität gezwungen ist von dem einen Stifte zum andern in Form eines Funkens überzuspringen und nicht etwa sich über die ganze Röhre vertheile. Füllt man diese Röhre zum Theil mit Wasserstoffgas, verschliesst die Oeffnung sodann mit einem Korke und lässt einen elektrischen Funken von dem einen Metallstift durch das Gasgemenge

hindurch zu dem andern Metallstift überspringen, so wird der Wasserstoff unter Feuererscheinung entzündet, die dabei entstehende Wärme dehnt die Luft aus und dieses treibt mit Knall den vorgesteckten Kork aus. — Die dritte Methode Wasserstoff mit Sauerstoff zu verbinden ist durch Vermittelung von porösen Körpern, vornehmlich durch Berührung mit feinvertheiltem Platin, dem sogenannten Platinschwamm. Lässt man nämlich Wasserstoff auf Platinschwamm, welcher von atmosphärischer Luft umgeben ist, strömen, so verdichten sich an den Flächen der Platintheilchen Wasserstoff und Sauerstoff, und durch diese Verdichtung entsteht so viel Wärme, dass das Platin glühend wird und endlich die beiden Gase unter Erscheinung einer bläulichen Flamme entzündet. Vereinigt man diesen Entzündungs-Apparat mit einem andern, in welchem Wasserstoff dargestellt wird, so dass der verbrauchte Wasserstoff sich stets wieder durch die chemische Action ersetzt, so hat man einen Apparat, welcher unter dem Namen Platin-Feuerzeug oder Döbereinersches Feuerzeug allgemein bekannt ist. Auch die Entzündung des Wasserstoffs durch den elektrischen Funken kann die Grundlage für die Construction eines Feuerzeugs, des sogenannten elektrischen Feuerzeugs, geben, wenn der Entzündungsapparat (ein Elektrophor) angemessen mit einem Wasserstoff-Apparat in Verbindung gebracht wird.

3. Verbindung der Metalle mit den Bestandtheilen der atmosphärischen Luft bei gewöhnlicher Temperatur.

128. Während höhere Temperaturen die Metalle im Allgemeinen fähig machen Sauerstoff aufzunehmen und sich mit demselben zu Metalloxyden zu verbinden, kann die gewöhnliche Temperatur in den meisten Fällen diese einfachen Verbindungen nicht herstellen; dagegen nehmen in diesem Falle die meisten Metalle gern Sauerstoff und die Elemente des Wassers und der Kohlensäure aus der Luft auf und verwandeln sich dadurch in Metallhydroxyde oder in Carbonate. Diese Vorgänge bezeichnet man im gemeinen Leben meist durch den Ausdruck „Rosten“.

Kalium und Natrium laufen bei gewöhnlicher Temperatur in der Luft blaugrau an und verwandeln sich, indem sie Sauerstoff und die Elemente des Wassers anziehen, in Kalium- und Natriumhydroxyd, ein anderer Theil zieht die Elemente des Kohlensäureanhydrids an und verwandelt sich in Kalium- und Natriumcarbonat. Es

finden also verschiedene Prozesse statt: $2K + O + H_2O = 2KHO$, zugleich mit $2K + O + CO_2 = K_2CO_3$; ebenso $2Na + O + H_2O = 2NaHO$, zugleich mit $2Na + O + CO_2 = Na_2CO_3$.

In ganz ähnlicher Weise verhält sich das Calcium, das zunächst sich in Calciumhydroxyd und sodann allmählich in Calciumcarbonat verwandelt. Der erstere Prozess ist $Ca + O + H_2O = CaH_2O_2$. Aehnlich verhalten sich die übrigen Metalle der alkalischen Erden.

Aluminium bleibt an der atmosphärischen Luft bei gewöhnlicher Temperatur unverändert.

Zink nimmt bei gewöhnlicher Temperatur, indem es sich mit einer grauen Haut überzieht, zugleich Sauerstoff und die Elemente von Wasser und Kohlensäure auf und verwandelt sich dadurch in basisches Zinkcarbonat.

Zinn hält sich an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur ungeändert.

Blei überzieht sich an der Luft rasch mit einer grauen zusammenhängenden Haut von Bleihydroxyd oder Bleicarbonat, welche das darunter liegende Blei vor der weiteren Einwirkung der Luft schützt. Kommt das Blei auch mit flüssigem Wasser in Berührung, so verhält es sich verschieden nach Verhältniss der Beschaffenheit des Wassers. In luftfreiem destillirten Wasser behält es eine vollkommen metallische Oberfläche, enthält das destillirte Wasser aber Luft, so bildet sich Bleihydroxyd PbH_2O_2, welches sich in Wasser in kleinen Mengen auflöst; enthält das Wasser neben der Luft noch Kohlensäure, so bildet sich Bleicarbonat $PbCO_3$, das in freier Kohlensäure löslich ist. Enthält das Wasser, wie dies in Betreff des Brunnenwassers sehr häufig der Fall ist, Carbonate oder Sulfate aufgelöst, so hindern diese die Lösung von Bleiverbindungen, während ein Gehalt von Chlormetallen oder Nitraten die Bildung der entsprechenden Bleiverbindungen, welche in Wasser löslich sind, veranlasst. Für den Zweck der Leitung von Wasser, welches zum Trinken oder zur Bereitung von Speisen benutzt werden soll, darf man hiernach Bleiröhren nur dann anwenden, wenn das Wasser hart ist, d. h. wenn es Sulfat oder Carbonat von Kalk enthält.

Das Eisen oxydirt sich weder in trockener Luft, noch in luftfreiem Wasser bei gewöhnlicher Temperatur, dagegen rostet es leicht in lufthaltigem Wasser, sowie in feuchter Luft. Es bildet unter diesen Umständen zuerst kohlensaures Eisenoxydul, welches sich dann bei fortgesetzter Oxydation in Eisenhydroxyd verwandelt; dieser

Stoff ist der gewöhnliche Eisenrost. Polirtes Eisen ist der Oxydation weniger ausgesetzt als rauhes; auch findet die Oxydation nicht gleichmässig auf der ganzen Oberfläche statt, sondern sie beginnt an einzelnen Punkten und verbreitet sich schon von diesen aus nach verschiedenen Richtungen; namentlich sind es feine Risse, welche mit Hammerschlag ausgefüllt sind, vielleicht auch Stellen, in denen sich Graphit ausgeschieden hat, welche in Folge der Einleitung eines galvanischen Stromes die Oxydation des daneben befindlichen Eisens besonders leicht hervorrufen.

Das Kupfer ist in trockner Luft bei gewöhnlicher Temperatur beständig, aber in feuchter Luft nimmt es Sauerstoff und die Bestandtheile von Wasser und Kohlensäure auf und verwandelt sich in basisches Kupfercarbonat, welches im gemeinen Leben unter der Bezeichnung Grünspahn (nicht zu verwechseln mit essigsaurem Kupferoxyd) bekannt ist, und auch in der Natur als Malachit vorkommt.

$$2Cu + 2O + CO_2 + H_2O = \left.\begin{matrix} 2Cu \\ H_2, CO \end{matrix}\right\} O_4 = CuH_2O_2, CuCO_3.$$

4. Verbindung der einfachen Stoffe mit Schwefel, sobald Schwefel als elektronegatives Element auftritt.

129. Unter diese Verbindungen gehören nicht die Verbindungen des Schwefels mit Sauerstoff, Chlor, Brom und Jod, weil in diesen der Schwefel die Rolle des elektropositiven Körpers spielt.

Aehnlich wie der Sauerstoff geht auch der Schwefel durch Vermittlung der Wärme Verbindungen mit den übrigen einfachen Stoffen ein; ausgenommen sind hiervon Stickstoff und Gold, während Platin in höchst feinvertheiltem Zustande sich mit Schwefel verbindet. Die Verbindung geht theils schon bei gewöhnlicher Temperatur vor sich, theils beim Siedepunkte des Schwefels, theils in der Glühhitze. In Bezug auf den letzten Fall ist zu erwähnen, dass man den Schwefel nicht gemengt mit den andern Stoffen glühen kann, weil der erstere schon unter der Glühhitze verdampft und dadurch die zum Glühen nothwendige Wärme verbraucht; man muss daher bei den betreffenden Versuchen dafür sorgen, dass der Schwefel mit den schon glühenden Körpern in Berührung komme.

Kalium und Natrium verbinden sich mit Schwefel bei gelinder Erhitzung unter Feuererscheinung nach Verhältniss der aufeinander einwirkenden Mengen zu einfach bis fünffach Schwefelkalium.

Aluminium verbrennt in Schwefeldampf zu schwarzgrauem Schwefelaluminium.

Zinn verbindet sich mit Schwefel unter Erglühen zu Zinnsulfür, einer blätterig-krystallinischen grauen Masse, wenn man zu geschmolzenem und über den Schmelzpunkt erhitztem Zinn Schwefel hinzufügt. $Sn + S = SnS$.

Blei verbindet sich mit erhitztem Schwefel unter Erglühen zu grauem krystallinischen Schwefelblei, demselben Stoffe, welcher in der Natur als Bleiglanz vorkommt. $Pb + S = PbS$.

Eisen geht ebenfalls in der Glühhitze leicht Verbindung mit Schwefel ein; eine glühende Eisenstange in geschmolzenen Schwefel gehalten zerschmilzt zu Schwefeleisen; ebenso durchbohrt eine Stange Schwefel, gegen eine Platte von glühendem Schmiedeeisen gehalten, die Platte, indem das gebildete Schwefeleisen schmilzt. Feiner Eisendraht zum Glühen erhitzt, in Schwefeldampf gehalten, verbrennt mit lebhafter Feuererscheinung zu Einfachschwefeleisen. Eisenfeile und Schwefel innig gemengt in dem Verhältniss von 1 Atom Schwefel zu 1 Atom Eisen (32 : 56) und in einem bedeckten Tiegel geglüht bilden Schwefeleisen, welches bei stärkerem Erhitzen schmilzt: $Fe + S = FeS$. Das Einfachschwefeleisen wird namentlich zur Darstellung von Schwefelwasserstoff angewandt.

Wird Kupfer in feinvertheiltem Zustande in der Form von dünnem Blech oder Drehspähnen in siedenden Schwefel eingetragen, so verbinden sich beide Stoffe unter lebhaftem Erglühen zu Halbschwefelkupfer oder Kupfersulfür $2Cu + S = Cu_2S$, eine Verbindung, die in der Natur als Kupferglanz vorkommt.

Quecksilber verbindet sich schon bei gewöhnlicher Temperatur mit Schwefel, wenn beide zusammengerieben werden; es entsteht dadurch das schwarze amorphe Schwefelquecksilber; durch Erhitzen bis zur Sublimation geht die amorphe Modifikation in die krystallinische rothe über. Man stellt diese rothe Verbindung unter dem Namen Zinnober als Farbematerial dar, indem man Schwefel und Quecksilber in dem Verhältniss von Hg zu S mit einander innig mengt und das erhaltene schwarze Pulver schmilzt und hierauf in thönernen Gefässen sublimirt; die Farbe des Zinnobers ist um so schöner, je reiner die Materialien und je mehr das Gemisch frei von überschüssigem Schwefel war.

Silber hat eine grosse Verwandtschaft zum Schwefel; mit Schwefel erhitzt verwandelt sich das Silber in schwarzes Silbersulfür Ag_2S, welches in der Natur als Silberglanz vorkommt.

Kohlenstoff verbindet sich in der Glühhitze mit Schwefel zu Schwefelkohlenstoff, wenn man Schwefeldampf oder festen oder flüssigen Schwefel mit glühenden Kohlen in Berührung bringt. $C + S_2 = CS_2$. Der durch Abkühlung des Gases gewonnene Schwefelkohlenstoff findet gegenwärtig im Fabrikwesen Anwendung, vornehmlich zum Auflösen von Kautschuk, sowie zum Ausziehen der fetten Oele aus ölhaltigem Samen und des Schwefels aus schwefelhaltigen Substanzen.

5. Verbindung der einfachen Stoffe mit den Salzbildern Chlor, Brom, Jod und Fluor, sobald diese letztern als elektronegative Elemente auftreten.

130. Die Salzbilder Chlor, Brom, Jod, Fluor (mit letzterem lassen sich, da es aus Mangel an Gefässen, auf deren Substanz es so leicht chemisch einwirkt, kaum dargestellt werden kann, mit Sicherheit Verbindungsprocesse nicht wohl einleiten) haben ein grosses Bestreben sich mit den Metallen und Nichtmetallen zu verbinden; sogar Gold und Platin, die am schwierigsten angreifbaren Metalle, gehen mit ihnen unmittelbar Verbindungen ein; ausgenommen sind Kohlenstoff und Stickstoff und in Bezug auf Jod auch Platin.

Nach den relativen Mengen der einzelnen Stoffe kann man in mehreren Fällen niedere und höhere Verbindungsstufen erzeugen, auch eine niedere durch eine fernere Behandlung mit dem Salzbilder in eine höhere verwandeln. In vielen Fällen geht die Verbindung unter Feuererscheinung vor sich.

Kalium entzündet sich in Chlorgas bei gewöhnlicher Temperatur und verbrennt mit rother Flamme zu Chlorkalium: $K + Cl = KCl$.

Aehnlich dem Kalium verhält sich Natrium.

Zink verbrennt in Chlorgas zu Zinkchlorid: $Zn + 2\,Cl = ZnCl_2$. Mit Jod geht Zink in der Wärme leicht die Verbindung zu Zinkjodid ein: $Zn + I_2 = ZnI_2$.

Wird Zinn in vertheiltem Zustande als Zinnfolie oder Stanniol in Chlorgas gebracht, so entzündet es sich von selbst und verbrennt zu Zinnchlorid: $Sn + 4\,Cl = SnCl_4$.

Blei verbindet sich mit Chlor sehr langsam und ohne Feuererscheinung.

Wird Chlorgas über glühendes Eisen geleitet, so bildet sich

bei unzureichender Menge von Chlorgas Eisenchlorür (Ferrochlorid): $Fe + 2\,Cl = FeCl_2$; dagegen bildet sich Eisenchlorid (Ferrichlorid), wenn man eine glühende oder an der Spitze mit brennendem Schwamm versehene Stahlfeder in ein mit Chlorgas gefülltes Gefäss einsenkt: $2\,Fe + 6\,Cl = (Fe_2)Cl_6$; oder indem man in gelinder Glühhitze Chlor über glühendes Eisenchlorür leitet: $2\,FeCl_2 + Cl_2 = (Fe_2)Cl_6$.

Kupfer entzündet sich in feinvertheiltem Zustande in Chlorgas schon bei gewöhnlicher Temperatur und verbrennt damit bei unzureichendem Chlor zu Kupferchlorür und Kupferchlorid; wird ersteres bei dunkeler Rothglühhitze längere Zeit mit Chlor in Berührung gelassen, so verwandelt es sich vollständig in Kupferchlorid; $2\,Cu + Cl_2 = (Cu_2)Cl_2$; $(Cu_2)Cl_2 + Cl_2 = 2\,CuCl_2$.

Wird Quecksilber mit Jod in dem Verhältniss von 1 Atom zu 1 Atom, am besten unter Befeuchtung mit etwas Weingeist zusammengerieben, so verbinden sich beide zu einem grünen Pulver Quecksilberjodür (Mercurojodid): $2\,Hg + 2\,Cl = (Hg_2)Cl_2$. Reibt man dagegen Quecksilber mit Jod in dem Verhältniss von 1 Atom zu 2 Atomen zusammen oder erwärmt man das Quecksilber bis zum Sieden unter allmähligem Zusatz von Jod, so erhält man rothes Quecksilberjodid $HgCl_2$, welches durch Erwärmen in die gelbe Modifikation übergeführt werden kann; letztere Modifikation geht bei gewöhnlicher Temperatur durch geringe Veranlassungen, z. B. durch Berührung oder Erschütterung, in den rothen Zustand über.

Quecksilber geht schon bei gewöhnlicher Temperatur mit Chlor Verbindungen ein; bei höherer Temperatur verbrennt es in Chlorgas mit gelbrother Flamme zu einem Gemenge von Quecksilberchlorür und Quecksilberchlorid. Erhitzt man das Gemenge mit Quecksilber, so erhält man Quecksilberchlorür $(Hg_2)Cl_2$; erhitzt man es dagegen mit Chlor längere Zeit, so erhält man Quecksilberchlorid $HgCl_2$.

Silber verwandelt sich in Chlorgas ohne Feuererscheinung und in wässerigem Chlor langsam in Chlorsilber. $Ag + Cl = AgCl$.

Auch Jod verbindet sich direct mit Silber.

Gold in feinvertheiltem Zustande, als Blattgold, in Chlorgas erwärmt, nimmt es ohne Feuererscheinung auf und verwandelt sich damit in Goldchlorid $AuCl_3$; in wässerigem Chlor löst sich das Gold schon bei gewöhnlicher Temperatur auf.

Auch Platin löst sich langsam in wässerigem Chlor.

Wird gepulvertes Antimon in Chlorgas geschüttet, so ver-

brennt es zu Chlorid. $Sb + 5Cl = SbCl_5$; eine vollständigere Verbindung erfolgt, wenn man Antimonpulver in Chlorgas erwärmt.

Wasserstoffgas und Chlorgas verbinden sich mit einander zu Chlorwasserstoff, und wenn das Gemenge von gleichen Maassen dem direkten Sonnenlicht ausgesetzt wird, plötzlich unter Verpuffung; im zerstreuten Tageslicht erfolgt die Verbindung langsam und daher ohne Verpuffung; im Dunkeln bei gewöhnlicher Temperatur verbinden sich die beiden Stoffe nicht mit einander. Die Verbindung der beiden Gase wird ferner unter Explosion veranlasst durch Erwärmen, indem man einen bis 150° erhitzten Ziegelstein in das Gemenge der beiden Gase hineinhält, oder durch Annäherung eines mit Flamme brennenden Körpers, oder indem man die Gase durch eine glühende Röhre leitet. Endlich wird die Verbindung beider Gase, ganz ähnlich wie die Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff, dadurch erzielt, dass man den elektrischen Funken durch das Gemenge hindurch schlagen lässt.

6. Verbindung der zusammengesetzten Stoffe mit Sauerstoff.

131. Schon bei Gelegenheit der Erörterung der Umstände, unter welchen sich einfache Stoffe mit Sauerstoff verbinden, sind einzelne Fälle erwähnt worden, in welchen Sauerstoffverbindungen eine weitere Verbindung mit Sauerstoff eingehen, z. B. Bleioxyd zu Mennige, Eisenoxyduloxyd zu Eisenoxyd; auch gehört hierher die Entstehung von Baryumsuperoxyd BaO_2 beim gelinden Glühen von Baryumoxyd in Sauerstoff; auch das Verbrennen von Kohlenoxydgas zu Kohlensäure ist schon früher erwähnt worden. Letzterem Prozesse ähnlich ist die höhere Oxydation des Stickoxydgases NO. Dieses Gas, welches z. B. durch Behandlung von Kupfer mit Salpetersäure gewonnen wird, ist vollkommen farblos; lässt man Sauerstoff oder trockene Luft im Ueberschuss hinzutreten, so färbt es sich durch Aufnahme von Sauerstoff sogleich braun und ist dadurch in Stickstoffsuperoxyd umgewandelt: $NO + O = NO_2$. Diese Einwirkung der Luft auf Stickoxydgas ist auch für die Gewerbe von Bedeutung, insofern bei der Fabrikation der englischen Schwefelsäure das Stickoxydgas der Körper ist, welcher der Luft den Sauerstoff entnimmt und denselben sodann an Schwefligsäureanhydrid abgiebt. Dieser letztere Prozess wird später eingehender erläutert werden.

Von besonderem Interesse sind ferner noch die Oxydationen der

Schwefelmetalle und derjenigen Sauerstoffsalze, deren elektronegativer Bestandtheil Schwefel enthält und deren Sauerstoffgehalt geringer ist als derjenige der Sulfate, also in Besonderem der schwefligsauren Salze und der unterschwefligsauren Salze.

Wird Schwefelnatrium Na_2S an der Luft erhitzt, so verbrennt es allmählich zu schwefelsaurem Natron oder Natriumsulfat: $Na_2S + 4\,O = Na_2SO_4$.

Krystallisirtes schwefligsaures Kali wird an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur undurchsichtig und verwandelt sich in schwefelsaures Kali oder Kaliumsulfat; die Oxydation geht noch schneller vor sich, wenn das Salz sich im gelösten Zustande befindet. $K_2SO_3 + O = K_2SO_4$.

Wenn Schwefelblei oder Bleiglanz PbS, das am häufigsten vorkommende Bleierz, an der atmosphärischen Luft in Flammöfen erhitzt, geröstet wird, so oxydirt sich ein Theil desselben zu Bleisulfat $PbS + 4\,O = PbSO_4$, ein anderer Theil oxydirt sich in der Weise, dass sich das Blei in Bleioxyd und der Schwefel in Schwefligsäureanhydrid verwandelt, $PbS + 3\,O = PbO + SO_2$; letzteres verflüchtigt sich. Wird nun der Oxydationsprozess durch Verschliessung der Oeffnungen des Ofens zu der Zeit unterbrochen, in welcher im Verhältniss zu einem Molekül Bleisulfat und einem Molekül Bleioxyd noch 2 Moleküle Bleiglanz unzersetzt vorhanden sind, und hierauf die Masse stärker erhitzt, so treten noch zwei Tauschprozesse auf, nämlich: $PbSO_4 + PbS = 2\,Pb + 2\,SO_2$, indem das Bleisulfat die Hälfte seines Sauerstoffs an den Schwefel des Bleiglanzes abgiebt, und $2\,PbO + PbS = 3\,Pb + SO_2$, wobei der Schwefel des Bleiglanzes durch den Sauerstoff des Bleioxyds in Schwefligsäureanhydrid umgewandelt wird.

Einige Sorten Schwefeleisen, namentlich das Einfachschwefeleisen FeS und diejenige Modifikation des Zweifachschwefeleisens, welche im Mineralreiche den Namen Markasit oder Wasserkies führt (§. 118), werden schon bei gewöhnlicher Temperatur an der feuchten atmosphärischen Luft zu Eisensulfat oxydirt. Im Grossen erhält man den Eisenvitriol häufig als Nebenprodukt bei der Alaunfabrikation, indem das in den Alaunerzen enthaltene Schwefeleisen durch Verwittern in schwefelsaures Eisenoxydul übergeht und durch Abdampfen der Mutterlaugen krystallistirt erhalten wird. Auch lässt man das in den Braunkohlen- und Steinkohlenwerken vorkommende Schwefeleisen auf Haufen an der Luft oxydiren, indem man dafür sorgt, dass die Eisensulfatlösung, welche bei Regenwetter entsteht, in

wasserdichte Behälter abfliesst. Da wo man durch Destillation des Schwefelkieses Schwefel gewinnt, benutzt man den aus Einfachschwefeleisen bestehenden Rückstand (Schwefelbrand, Abbrand), indem man ihn verwittern lässt und die verwitterte Masse auslaugt, zur Darstellung von Eisenvitriol.

Die Sauerstoffsalze des Eisenoxyduls oder die monatomen Eisensalze oder Ferrosalze haben das Bestreben, sich durch Aufnahme von mehr Sauerstoff in Eisenoxydsalze oder diatome Eisensalze (Ferrisalze) zu verwandeln. Lässt man z. B. eine Lösung von Ferrosulfat (schwefelsaures Eisenoxydul) an der Luft stehen, so trübt sie sich und verwandelt sich in eine braune Flüssigkeit mit einem braunen Bodensatz. Die Flüssigkeit ist neutrales schwefelsaures Eisenoxyd, das braune Pulver ein basisches Salz: $10FeSO_4 + 5O = 3(Fe_2)S_3O_{12} + (Fe_2)_2SO_9$ oder nach älterer Auffassung $10FeOSO_3 + 5O = 3[Fe_2O_3, 3SO_3] + 2Fe_2O_3, SO_3$. Das Trübwerden, nicht aber die Oxydation kann man verhindern, wenn man der Flüssigkeit etwas Schwefelsäure zusetzt, wodurch auflösliches neutrales schwefelsaures Eisenoxyd entsteht.

Das in der Natur vorkommende Ferrocarbonat oder kohlensaure Eisenoxydul (Spatheisenstein) ist oft durch Einwirkung von Wasser und Sauerstoff der Luft an der Oberfläche, bisweilen aber auch bis in das Innere hinein in Eisenhydroxyd $(Fe_2)H_6O_6$ verwandelt. Auch die Quellwasser, welche Ferrocarbonat in Kohlensäure aufgelöst enthalten, setzen bei Berührung mit der Luft durch Aufnahme von Sauerstoff und Abgabe von Kohlensäure ein braunes Pulver von Eisenhydroxyd ab. Auch das künstlich dargestellte Ferrocarbonat $FeCO_3$ (oder $FeOCO_2$) geht in der Luft leicht in dieselbe Verbindung über.

Aehnlich wie beim Röstprocess des Bleiglanzes jeder Bestandtheil desselben sich für sich oxydiren kann, so dass aus $PbS + 3O = PbO + SO_2$ wird, so geschieht dies auch in vielen Fällen, wo zwei brennbare Nichtmetalle mit einander verbunden sind.

Schwefelwasserstoffgas durch einen glühenden Körper in der atmosphärischen Luft entzündet brennt mit blauer, schwach leuchtender Flamme zu Schwefelsäureanhydrid und Wasser: $H_2S + 3O = H_2O + SO_2$.

Schwefelkohlenstoff an der Luft entzündet verbrennt zu Schwefelsäureanhydrid und Kohlensäureanhydrid $CS_2 + 6O = CO_2 + 2SO_2$.

Kohlenwasserstoffgas verbrennt bei hinreichendem

Sauerstoff zu Kohlensäure und Wasser; bei mangelndem Sauerstoffgas wird aber ein Theil des Kohlenstoffes als Russ ausgeschieden. Das Endresultat der Verbrennung des Kohlenwasserstoffes, welches als Leuchtgas (Aethylen) Anwendung findet und sich auch beim Erhitzen der fetten Oele, Harze und anderer Stoffe bildet, ist also Kohlensäureanhydrid und Wasser: $H_2C + 3O = H_2O + CO_2$. Die Erscheinungen aber, welche bei der Verbrennung stattfinden, sind sehr verschieden. Von besonderer Bedeutung für die Leuchtkraft dieses Gases ist der Umstand, dass es sich in der Weissglühhitze in Wasserstoff und Kohlenstoff (Russ), und in der Rothglühhitze in Sumpfgas und Kohlenstoff zerlegt. Der innere Theil einer Flamme besteht aus dem Gaskegel; indem dieser durch den verbrennenden äusseren Theil erhitzt wird, sondert sich Russ aus dem ersteren ab, welcher in dem oberen Theile zum Glühen kommt und wie jeder glühende feste Körper das stärkere Leuchten der Flamme veranlasst; ist der Zutritt von Sauerstoff bedeutend, so verbrennt der Russ, ist er hingegen nicht zureichend, so tritt ein Theil des Russes aus der Flamme aus, und veranlasst das Rauchen der Flamme. Dieser letztere Uebelstand kann aufgehoben werden, durch Anbringung eines Cylinders (Schornsteins), welcher eine schnellere Strömung der Luft und dadurch den Zutritt einer grossen Menge Sauerstoff bedingt.

Phosphorwasserstoff, wie er durch Einwirkung von starken Basen auf Phosphor und Wasser dargestellt wird, ist seiner Hauptmenge nach H_3P, doch befindet sich meistentheils eine kleine Menge des Dampfes von dem sogenannten flüssigen Phosphorwasserstoff in demselben; letzterer hat die Eigenthümlichkeit, dass er schon bei gewöhnlicher Temperatur sich an der Luft entzündet und die Entzündung auch auf andere brennbare Gase z. B. auch Kohlenoxydgas überträgt. Aus diesem Grunde verbrennt der gasförmige Phosphorwasserstoff, wenn die einzelnen Gasblasen aus der Retorte an die Luft treten, unter Erscheinung eines weissen Rauches, welcher in Form von Ringen langsam emporsteigt, und lebhaftem Leuchten. Die Verbrennungsprodukte sind Phosphorsäureanhydrid und Wasser: $2H_3P + 8O = 3H_2O + P_2O_5$.

7. Bildung von Sauerstoffbasen (Metallhydroxyden) durch Verbindung von Metalloxyden mit Wasser.

132. Die Oxyde der Metalle der Alkalien und der alkalischen Erden sowie auch des Magnesiums, verbinden sich mit Wasser zu

Metallhydroxyden; die übrigen Metalloxyde verhalten sich gegen Wasser indifferent, oder werden höchstens, wie das Bleioxyd, in höchst geringer Menge in Wasser gelöst.

Kaliumoxyd und Natriumoxyd verwandeln sich beim Befeuchten mit Wasser und starker Erhitzung in Kalium- und Natriumhydroxyd. $K_2O + H_2O = 2KHO$; $Na_2O + H_2O = 2NaHO$.

Baryumoxyd und Strontiumoxyd zerfallen mit Wasser befeuchtet unter starker Erwärmung zu einem weissen Pulver, Baryumhydroxyd und Strontiumhydroxyd, welche sich bei Zusatz einer grösseren Menge Wassers auflösen, und aus der Auflösung in wasserhellen Krystallen erscheinen. $BaO + H_2O + 8H_2O = BaH_2O_2, 8H_2O$.

Für die Gewerbe von besonderem Interesse ist die Verbindung des Calciumoxyds mit Wasser zu Calciumhydroxyd; dieser Prozess wird im gemeinen Leben durch „Löschen des gebrannten Kalks" bezeichnet. Wenn nämlich gebrannter Kalk, d. h. Calciumoxyd, welches durch Erhitzen (Brennen) von Calciumcarbonat unter Ausscheidung von Kohlensäureanhydrid gebildet worden ist, mit Wasser in dem Verhältnisse von $CaO : H_2O = 56 : 18$ oder ungefähr 3 : 1 befeuchtet wird, so zerfällt er unter Aufblähen und Erwärmung zu einer feinpulverigen weissen Masse. Mit einem grösseren Zusatz von Wasser bildet der Kalk eine breiige Masse und mit einer noch grösseren Menge die sogenannte Kalkmilch; wird letztere filtrirt oder durch Absetzen geklärt, so erhält man eine farblose Flüssigkeit, welche (bei gewöhnlicher Temperatur) ungefähr 1 Gewichtstheil Kalk in 750 Gewichtstheilen Wasser gelöst enthält; letztere Flüssigkeit führt den Namen Kalkwasser. Der Kalkbrei, ein Gemenge von Kalkwasser, ungelöstem Calciumhydroxyd und Sand wird namentlich als Mörtel zu Maurerarbeiten angewandt.

Auch das Magnesiumoxyd nimmt Wasser auf und verwandelt sich unter geringer Erhitzung in Magnesiumhydroxyd: $MgO + H_2O = MgH_2O_2$.

8. Bildung von Sauerstoffsäuren durch Verbindung von Säureanhydriden mit Wasser.

133. Wie man die Anhydride der Sauerstoffsäuren sich entstanden denken kann aus Säuren, welche einen Theil ihres Wasserstoffs in der Form von Wasser verloren haben, z. B. $SO_3 = H_2SO_4$

— H_2O, oder $N_2O_5 = 2HNO_3 - H_2O$, so kann man auch umgekehrt die Säuren als Verbindungen ihrer Anhydride mit Wasser auffassen, also z. B. H_2SO_4 als $H_2O + SO_3$, oder $HNO_3 = \frac{1}{2}[H_2O + N_2O_5]$. Dieser Auffassung entspricht in Betreff mehrerer Säuren auch der thatsächliche Prozess, während einige andere Anhydride mit Wasser keine Verbindung eingehen.

Wird Schwefelsäureanhydrid mit wenig Wasser in Berührung gebracht, so verbindet es sich mit demselben unter lebhafter Lichtentwickelung und unter Explosion, indem sich die entstandene Schwefelsäure durch die starke Erwärmung in Dampf verwandelt. Das Schwefelsäureanhydrid zerfliesst schnell an feuchter Luft, und löst sich in Wasser unter Erwärmung und Zischen auf. Indem ein Theil des Anhydrids verdampft, verbindet es sich mit dem Wasserdampf der Luft und bildet hier Schwefelsäure, welche bei gewöhnlicher Temperatur nur im flüssigen Zustande existirt und daher einen Nebel bildet. Dieser Nebel erscheint auch, wenn rauchende Schwefelsäure (oder Nordhäuser Vitriolöl), welches eine Lösung von Schwefelsäureanhydrid in Schwefelsäure darstellt, der Luft ausgesetzt wird, da die erstere verdampft und sich mit dem Wasser der Luft verbindet: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

Salpetersäureanhydrid vereinigt sich gleichfalls mit Wasser unter Erwärmung zu Salpetersäure: $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$.

Phosphorsäureanhydrid P_2O_5, wie es durch die rasche Verbrennung von Phosphor in trockenem Sauerstoff erhalten wird, zerfliesst rasch an der Luft und verwandelt sich in Metaphosphorsäure: $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$. Die wässerige Lösung dieser Säure verwandelt sich nach mehreren Tagen bei gewöhnlicher Temperatur, und schneller beim Kochen, in gewöhnliche Phosphorsäure, welche aus der syrupdicken Lösung krystallinisch erstarrt: $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$ oder $\frac{1}{2}[P_2O_5, 3H_2O]$.

Kohlensäureanhydrid CO_2, sowie Schwefligsäureanhydrid SO_2 und Chromsäureanhydrid CrO_3 scheinen keine eigentlichen chemischen Verbindungen mit Wasser einzugehen, sondern sich in demselben als Anhydride aufzulösen.

Kieselsäureanhydrid verbindet sich nicht unmittelbar mit Wasser zu Kieselsäure, und ist als Anhydrid nicht in Wasser löslich.

9. Bildung von Sauerstoffsalzen durch Verbindung von Säureanhydriden mit Metalloxyden.

134. Im Allgemeinen wirken die Säureanhydride nur in beschränktem Maasse auf die Metalloxyde ein; zum Theil ist der Aggregatzustand hinderlich; doch reicht diese Erklärung nicht aus für die Erscheinung, dass Säureanhydride im gasförmigen Zustande, wie Schwefelsäureanhydrid und Kohlensäureanhydrid, mehr von den Metallhydroxyden, als von den wasserfreien Metalloxyden angezogen werden. Doch wird der Dampf von Schwefelsäureanhydrid auf Baryumoxyd geleitet von demselben unter Erglühen absorbirt. Diejenigen Säureanhydride, welche in der Glühhitze nicht oder nur sehr schwierig verdampfbar sind, als Phosphorsäure-, Borsäure- und Kieselsäureanhydrid, schmelzen mit Metalloxyden zu Salzen zusammen.

Kieselsäureanhydrid und Baryumoxyd zusammengeschmolzen geben porzellanartige oder poröse weisse Massen von Baryumsilicat.

Kieselsäureanhydrid und Manganoxydul in dem Verhältniss von 1 Molekül mit 2 Molekülen zusammengeschmolzen bildet Krystalle, welche mit denen des Chrysoliths isomorph sind: $2MnO + SiO_2 = Mn_2SiO_4$.

Auch Magnesiumoxyd schmilzt mit Kieselsäureanhydrid zu emailähnlichen krystallinischen Massen zusammen.

Kieselsäureanhydrid und Bleioxyd zusammengeschmolzen geben unkrystallinische durchsichtige Gläser.

Auch Borsäureanhydrid mit Bleioxyd zusammengeschmolzen giebt unkrystallinische durchsichtige Gläser.

10. Bildung von Ammoniumsalzen durch Verbindung von Ammoniak mit Säuren.

135. Ammoniak NH_3 nimmt vor allen chemischen Körpern dadurch eine bevorzugte Stelle ein, dass es durch Einwirkung von wasserstoffhaltigen Körpern, im Besondern Säuren, Verbindungen bildet, die den Metallverbindungen in ihren physikalischen Verhältnissen vollkommen entsprechen, so dass man veranlasst wird ein Metall von der Zusammensetzung NH_4 anzunehmen und hiermit die Regel, dass Metalle einfache Stoffe sind, als nicht allgemein gültig anzuerkennen.

Wenn Ammoniakgas mit dem Dampfe von Chlorwasser-

stoffsäure in der Luft zusammentrifft, so entsteht ein dichter weisser Rauch, welcher aus Chlorammonium besteht; letzteres ist bei gewöhnlicher Temperatur nicht gasförmig, sondern nur fest. $NH_3 + HCl = NH_4Cl$. Diese Erscheinung kann sehr zweckmässig als Merkmal für Ammoniak, also z. B. auch um in der analytischen Chemie Ammoniumverbindungen von Kalium- oder von Natriumverbindungen zu unterscheiden, benutzt werden. Wird eine wässerige Lösung von Ammoniak mit Chlorwasserstoffsäure versetzt, so vereinigen sich beide Stoffe zu einer Auflösung von Chlorammonium, welches durch Abdampfen der Lösung als krystallinische Masse erhalten werden kann. Während Ammoniak auf Lackmus- oder Curcuma-Papier alkalische, und Salzsäure saure Reaktion zeigte, ist die entstandene Verbindung beider, das Chlorammonium, neutral.

In ganz ähnlicher Weise wie die Haloïdsäuren verhalten sich die Sauerstoffsäuren. Wenn die Dämpfe von Salpetersäure mit Ammoniakgas zusammentreffen, so entsteht ein weisser Rauch von Ammoniumnitrat (salpetersaurem Ammoniumoxyd), welches bei gewöhnlicher Temperatur ebensowenig wie Chlorammonium gasförmig ist; man kann daher zur Unterscheidung des Ammoniums von den übrigen Metallen statt Chlorwasserstoff auch Salpetersäure anwenden. $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$. Zur Darstellung des salpetersauren Ammoniumoxyds kann man Ammoniakflüssigkeit mit Salpetersäure neutralisiren und die Lösung abdampfen.

Da Schwefelsäure bei gewöhnlicher Temperatur nicht flüchtig ist, so kann die Erscheinung des weissen Rauches, wie ihn Chlorwasserstoffsäure und Salpetersäure mit Ammoniak erzeugen, nicht stattfinden. Dagegen wird Ammoniaklösung durch Schwefelsäure neutralisirt, wobei sich die beiden Stoffe zu Ammoniumsulfat oder schwefelsaurem Ammoniumoxyd verbinden. $2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$.

Phosphorsäure wirkt auf Ammoniak ähnlich wie Schwefelsäure; nur hat man dabei zu beachten, dass die Phosphorsäure drei verschiedene Modifikationen bildet, die sich von einander durch die Fähigkeit, 1 bis 3 Moleküle Basis zu sättigen, unterscheiden, besonders aber, dass die gewöhnliche Phosphorsäure dreibasisch ist. Die Wirkungsweise wird durch nachstehende Formeln ausgedrückt: $NH_3 + H_3PO_4 = NH_4, H_2, PO_4$; $2NH_3 + H_3PO_4 = 2NH_4, H, PO_4$.

11. Bildung von Doppelsalzen durch Verbindung von zwei einfachen Salzen.

136. Die meisten Doppelsalze bilden sich durch blosse Vermischung der einfachen Salze nach den entsprechenden Verhältnissen und Abdampfen der Lösung zum Krystallisiren; in einigen Fällen erscheinen die Doppelsalze, wenn sie weniger leicht löslich sind, als die einfachen Salze, als Niederschläge beim Vermischen. Dieser Bildungsweise sind sowohl die Haloïdsalze als auch die Sauerstoffsalze unterworfen.

Ammoniumplatinchlorid bildet sich, wenn man die Lösungen von Ammoniumchlorid (Salmiak) und Platinchlorid zusammenmischt, als citronengelbes Krystallmehl, oder, bei langsamer Ausscheidung, in Octaëdern. Da 1 Gewichtstheil dieses Doppelsalzes 150 Theile Wasser zur Lösung gebraucht, also höchst schwierig löslich ist, so benutzt man das Erscheinen des Krystallmehls in der analytischen Chemie zur Unterscheidung der Ammoniumverbindungen von den Natriumverbindungen, da das entsprechende Doppelsalz des Natriums in Wasser leicht löslich ist. $2NH_4Cl + PtCl_4 = (NH_4)_2PtCl_6$.

Kaliumplatinchlorid bildet sich ganz entsprechend der Ammoniumverbindung und ist ebenso schwierig in Wasser löslich wie dieses. Der beim Vermischen von Kaliumchlorid mit Platinchlorid entstehende gelbe Niederschlag dient ebenfalls in der analytischen Chemie als Nachweis, dass ein fragliches Alkalimetall kein Natrium ist; ob das vorhandene Alkalimetall aber Kalium oder Ammonium ist, muss durch andere Versuche ermittelt werden. $2KCl + PtCl_4 = K_2PtCl_6$.

Natriumplatinchlorid, welches sich beim Vermischen der einfachen Chloride bildet, ist in Wasser leicht löslich und unterscheidet sich dadurch wesentlich von den vorhergehenden Doppelsalzen.

Die Doppelsalze der Sulfate der Alkalimetalle und der mit Magnesium isomorphen Metalle krystallisiren mit 6 Molekülen Krystallwasser beim Vermischen der Lösungen der einfachen Salze im monoklinen Systeme, z. B. $MgSO_4 + K_2SO_4 + 6H_2O = MgK_2S_2O_8, 6H_2O$; $MgSO_4 + Na_2SO_4 + 6H_2O = MgNa_2S_2O_8, 6H_2O$; $MgSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + 6H_2O = Mg(NH_4)_2S_2O_8, 6H_2O$; in ähnlicher Weise entstehen die andern mit den vorhergehenden isomorphen Doppelsalze, wenn in jedem derselben Mg durch Mn, Zn, Fe, Ni, Co, Cu

vertreten wird; einige von den Natriumverbindungen sind hingegen bis jetzt noch nicht dargestellt.

Von den Alaunen, welche im Allgemeinen die Constitution $(M_2)M_2S_4O_{16}$, $24H_2O$ haben, sind die meisten durch Vermischen der einfachen Salze $(M_2)S_3O_{12}$ und M'_2SO_4, darstellbar; dabei bedeutet M in (M_2) Aluminium, Eisen, Chrom, Mangan, während M' die Alkalimetalle bezeichnet. Die Verbindungen des Natriums krystallisiren durchschnittlich schwierig; einige zersetzen sich leicht oder bilden sich gar nicht, schon bei mittelmässig hohen Temperaturen. Die gewöhnlichsten Alaune sind der Thonerde-Kali-Alaun und der Thonerde-Ammoniakalaun.

12. Verbindung der chemischen Körper mit Krystallwasser.

137. Wenn chemische Stoffe aus wässerigen Lösungen in den starren Aggregatzustand übergehen, so nehmen viele während ihrer Ausscheidung Wasser auf und erscheinen dann meist deutlich krystallisirt. Die Menge dieses Wassers ist nicht unbestimmt wie das Lösungswasser, sondern den Atomgewichts-Gesetzen unterworfen; die Zahl der Moleküle Wasser ist jedoch häufig grösser als die Zahl der in andern chemischen Verbindungen enthaltenen Moleküle von Stoffen; so haben die Alaune 24 Moleküle Krystallwasser. Das Krystallwasser ist in den chemischen Verbindungen weniger fest gebunden, als die meisten übrigen Bestandtheile und lässt sich daher stets durch Erhitzen, oft schon durch Einwirkung von gewöhnlicher Temperatur austreiben, namentlich wenn die Krystalle der trockenen Luft ausgesetzt sind, z. B. Glaubersalz.

Die Stoffe, welche Krystallwasser aufnehmen, sind in chemischer Hinsicht sehr verschieden: einfache Stoffe, Schwefelmetalle, Basen, Salze, z. B. Cl_2, $10H_2O$; Br_2, $10H_2O$; Na_2S, $9H_2O$; BaH_2O_2, $9H_2O$; $CaCl_2$, $6H_2O$; $FeSO_4$, $7H_2O$; $(Al_2)K_2S_4O_{16}$, $24H_2O$.

Wenn ein und derselbe chemische Körper mit verschiedenen Mengen Krystallwasser Verbindungen eingeht, so haben diese verschiedene Krystallgestalt. Die Verschiedenheit der Wassermenge ist namentlich abhängig von der Temperatur, bei welcher die Krystalle sich ausscheiden, und zwar veranlasst eine höhere Temperatur durchschnittlich eine Verringerung der Krystallwassermengen:

Natriumcarbonat Na_2CO_3 nimmt beim Abdampfen einer concentrirten Lösung in höherer Temperatur 8 Moleküle Krystall-

wasser auf, dagegen bei Abkühlung einer weniger concentrirten Lösung bei gewöhnlicher oder noch niedrigerer Temperatur 10 Moleküle.

Natriumsulfat Na_2SO_4 krystallisirt ohne Wasser bei Temperaturen über 40°, mit 10 Molekülen Krystallwasser bei Temperaturen unter 20°.

Zinksulfat $ZnSO_4$ mit 1 Molekül Wasser scheidet sich aus der kochend gesättigten Lösung des Zinkvitriols beim Erkalten ab; mit 2 Molekülen aus einer Schwefelsäure enthaltenden Lösung bei ungefähr 100°; mit 5 Molekülen beim Abdampfen zwischen 40 und 50°; mit 6 Molekülen bei einer Temperatur von 30°; mit 7 Molekülen bei Temperaturen unter 30°.

Durch die Aufnahme von Krystallwasser wird bisweilen die Farbe der Verbindung geändert. So ist $CuCl_2$ braun, $CuCl_2 2H_2O$ grün; $FeSO_4$ weiss, $FeSO_4 7H_2O$ blaugrün; $CuSO_4$ weiss, $CuSO_4 5H_2O$ blau.

Wenn zwei Stoffe in mehreren gleich constituirten Verbindungen isomorph sind, eine andere Verbindung des ersten Stoffes aber nicht mit derselben Menge Krystallwasser auftritt als die entsprechende Verbindung des anderen, so nehmen doch bisweilen Gemische beider dieselbe Krystallwassermenge und dieselben Gestalten an. So nehmen Mischungen von Eisensulfat und Kupfersulfat 7 Moleküle Krystallwasser und die Form des ersteren an, sobald dasselbe zu mehr als 9 % in der Mischung enthalten ist; ist dagegen der Eisensulfatgehalt geringer als 9 %, so krystallisirt die Mischung mit 5 Molekülen Krystallwasser in der Form des Kupfersulfats heraus.

II.

Die Zersetzungsprozesse.

138. Dieselben Umstände, welche die Verbindung von zwei Stoffen zu einem einzigen veranlassen — vornehmlich Wärme, Licht, Elektricität, Contakt — wirken auch auf die Zerlegung derselben in ihre Bestandtheile ein. Die Verschiedenheit der Wirkungen hängt theils von der Natur der in chemischer Thätigkeit begriffenen Stoffe, theils von dem Grade der Kräfte, durch welche jene Umstände bedingt werden, ab.

1. Zersetzung der Oxyde der edelen Metalle in Metall und Sauerstoff.

139. Bei Gelegenheit der Erörterung der Verbindung der Metalle mit Sauerstoff wurde erwähnt, dass die edelen Metalle — Quecksilber, Silber, Gold, Platin, Palladium, Iridium, Rhodium, Osmium, Ruthenium — eine geringere Verwandtschaft zum Sauerstoff haben, als die übrigen Metalle und dass sie sich daher unmittelbar gar nicht oder nun schwierig mit Sauerstoff verbinden; in Uebereinstimmung hiermit steht nun ferner die Thatsache, dass die edelen Metalle, wenn sie durch Vermittelung anderer Agentien Sauerstoff aufgenommen haben, diesen namentlich durch Einwirkung von Wärme — in besondern Fällen auch durch Einwirkung von Licht oder Elektricität — wieder abgeben. Andere Metalloxyde zerlegen sich nicht durch Einfluss der Wärme.

Wird Quecksilberoxyd HgO der dunkeln Rothglühhitze ausgesetzt, so färbt es sich zunächst ohne eine chemische Aenderung zu erleiden dunkelroth, sodann dunkelviolett, und zersetzt sich hierauf in Quecksilber und Sauerstoff. $HgO = Hg + O$. Durch Einsetzung der Atomgewichte in diese Gleichung ergiebt sich, dass aus 216 Gewichtstheilen Quecksilberoxyd 16 Gewichtstheile Sauerstoff, und also aus 100 Gewichtstheilen Quecksilberoxyd 7,4 Gewichtstheile Sauerstoff gewonnen werden. Auch Licht und elektrische Funken bewirken die Zersetzung des Quecksilberoxyds in Quecksilber und Sauerstoff.

Quecksilberoxydul Hg_2O zerlegt sich ebenfalls in der Glühhitze in Quecksilber und Sauerstoff: $Hg_2O = 2Hg + O$; dagegen bewirkt schwächere Erhitzung die Zerlegung des Quecksilberoxyduls in Quecksilberoxyd und Quecksilber: $Hg_2O = HgO + Hg$.

Silberoxyd Ag_2O zerlegt sich beim Erhitzen, sowie durch Einwirkung von Licht in Silber und Sauerstoff. $Ag_2O = 2Ag + O$.

Goldoxyd Au_2O_3 zerlegt sich ebenfalls bei anfangender Glühhitze sowie durch Einwirkung von Licht in Gold und Sauerstoff: $Au_2O_3 = 2Au + 3O$.

Platinoxyd PtO_2 wird durch Erhitzung in Platin und Sauerstoff zerlegt: $PtO_2 = Pt + 2O$.

2. Zersetzung der Metallsuperoxyde in Metalloxyd und Sauerstoff.

140. Die Superoxyde der Metalle halten denjenigen Sauerstoff, welcher das Oxyd zum Superoxyd macht, weniger fest und verlieren ihn daher schon beim blossen Erhitzen.

B a r y u m s u p e r o x y d (welches durch gelindes Glühen in Sauerstoffgas aus Baryumoxyd entsteht) verwandelt sich in starker Glühhitze in Baryumoxyd und Sauerstoff: $BaO_2 = BaO + O$.

M a n g a n s u p e r o x y d MnO_2, welches in der Natur als Pyrolusit (Braunstein) vorkommt, verliert beim gelinden Glühen einen Theil seines Sauerstoffs, indem es sich in M a n g a n o x y d umwandelt: $2MnO_2 = Mn_2O_3 + O$. Das hierdurch entstandene Manganoxyd giebt beim starken Glühen einen ferneren Theil Sauerstoff ab, indem es sich in Manganoxyduloxyd verwandelt. Diese Zersetzung des Manganoxyds steht mit der Erscheinung im Einklang, dass die Manganoxydsalze nur wenig beständig sind, und spricht dafür, dass das Manganoxyd eher zu den Superoxyden als zu den Anhydriden der Basen gerechnet werden sollte. Die Zersetzung des Manganoxyds wird durch die Formel $3Mn_2O_3 = 2Mn_3O_4 + O$ veranschaulicht; das Gesammtresultat der Zersetzung des Mangansuperoxyds in Manganoxyduloxyd und Sauerstoff ist in der Formel $3MnO_2 = Mn_3O_4 + 2O$ dargestellt. Da das Braunsteinerz nicht immer ganz rein ist, so ist auch das aus demselben gewonnene Sauerstoffgas durch andere Gase verunreinigt; man stellt daher das Sauerstoffgas nur in dem Falle aus Braunstein dar, wenn grosse Mengen erzielt werden sollen und wenn es dabei mehr auf Billigkeit des Preises als auf Reinheit des Gases ankommt. Man wendet zu diesem Behufe am besten einen Apparat an, der aus einem gut ziehenden Ofen und einer schmiedeeisernen an dem Halse mit einem Flintenlaufe versehenen Flasche besteht; an das äussere Ende des Flintenlaufes wird ein Gasleitungsrohr luftdicht angefügt; das Gas wird über Wasser oder Quecksilber aufgefangen.

Wenn braunes Bleisuperoxyd PbO_2 der Rothglühhitze ausgesetzt wird, so verwandelt es sich unter Abgabe von Sauerstoff, und indem sich die braune Farbe in eine gelbe verwandelt, in Bleioxyd: $PbO_2 = PbO + O$.

Ebenso zerlegt sich das rothe B l e i s u p e r o x y d u l oder die Mennige Pb_3O_4 beim Glühen in Bleioxyd und Sauerstoff: $Pb_3O_4 = 3PbO + O$.

In ähnlicher Weise wie die Superoxyde zerlegen sich auch die Supersulfide beim Erhitzen in Sulfid und Schwefel: Wird z. B. Zweifach-Schwefeleisen, FeS_2, erhitzt, so zerlegt es sich in eine niedere Schwefelungsstufe und Schwefel: $3FeS_2 = Fe_3S_4 + 2S$.

3. Zersetzung der Verbindungen des Goldes und Platins durch Einwirkung der Wärme.

141. Da Gold und Platin, sowie die dem Platin ähnlichen Metalle Palladium, Iridium u. s. w. nur geringe Verwandtschaft zu andern Stoffen haben, so lassen sich die meisten ihrer Verbindungen mit Antimetallen (die Sauerstoffverbindungen sind schon früher erwähnt worden) schon durch blosse Einwirkung einer höheren Temperatur zersetzen, so dass sich Metall ausscheidet.

Platinchlorid $PtCl_4$ zerlegt sich bei schwacher Erhitzung in Chlor und Platinchlorür $PtCl_2$, welches bei stärkerer Erhitzung in Chlor und Platin zerfällt.

Kaliumplatinchlorid zerlegt sich beim Erhitzen in ein Gemenge von Kaliumchlorid und Platin, und in entweichendes Chlor. $K_2PtCl_6 = 2KCl + Pt + 4Cl$.

Ammoniumplatinchlorid $(NH_4)_2PtCl_6$ zerlegt sich ebenfalls in metallisches Platin, Chlor und Chlorammonium, welches sich verflüchtigt. Das zurückbleibende fein vertheilte Platin führt den Namen Platinschwamm, bekannt durch die Fähigkeit Gase in den kleinen Höhlungen zu verdichten und zum Entzünden zu bringen; daher findet es in den Döbereiner'schen oder Platinfeuerzeugen Anwendung.

Zweifachschwefelplatin zersetzt sich bei anfangender Glühhitze in Schwefel und Einfachschwefelplatin: $PtS_2 = S + PtS$. Das Einfachschwefelplatin hält aber bei Ausschluss der Luft für sich geglüht den Schwefel auch bei starker Glühhitze fest; an der Luft geglüht zerlegt es sich in schweflige Säure und metallisches Platin.

Schwefelsaures Platinoxyd zerlegt sich in der Glühhitze in Platin, Sauerstoff und die Anhydride von schwefliger Säure und Schwefelsäure: $PtS_2O_8 = Pt + SO_2 + SO_3 + 3O$.

Goldchlorid $AuCl_3$ zersetzt sich bei mässiger Erhitzung in Goldchlorür und Chlor: $AuCl_3 = AuCl + 2Cl$; das Goldchlorür zerlegt sich in stärkerer Hitze in Gold und Chlorgas.

Schwefelgold zersetzt sich schon bei geringer Erhitzung in Schwefel und Gold: $Au_2S_3 = 2Au + 3S$.

4. Zersetzung der Metallhydroxyde durch Einwirkung der Wärme.

142. Die Metallhydroxyde, mit Ausnahme der Alkalien und des Baryumhydroxyds, zersetzen sich beim Erhitzen in Wasser und Metalloxyd.

Calciumhydroxyd (Kalkhydrat, gelöschter Kalk) verliert in schwacher Glühhitze ohne zu schmelzen sein Wasser: $CaH_2O_2 = CaO + H_2O$.

Magnesiumhydroxyd (Bittererdehydrat) zersetzt sich noch unter der Glühhitze in Magnesiumoxyd und Wasser. $MgH_2O_2 = MgO + H_2O$.

Aluminiumhydroxyd (Thonerdehydrat), sowohl das einfach- als auch das dreifachgewässerte, verliert sein Wasser noch unter der Glühhitze, indem es sich in wasserfreies Aluminiumoxyd und Wasser zersetzt. $(Al_2)H_2O_4 = (Al_2)O_3 + H_2O$; $(Al_2)H_6O_6 = (Al_2)O_3 + 3H_2O$.

Eisenhydroxyd in allen seinen Varietäten, namentlich als künstliches dreifach gewässertes und als Brauneisenerz, zersetzen sich beim Erhitzen in Eisenoxyd und Wasser. Dadurch geht die gelbbraune Farbe in eine intensiv rothe über; dieser Umstand liegt der Erscheinung zu Grunde, dass gelbe Lehme, welche ihre Farbe einem Gehalte von Eisenhydroxyd verdanken, beim Brennen roth werden. Hat man durch gelindes noch nicht bis zum Glühen gehendes Erhitzen das Wasser ausgetrieben und erhitzt dann stärker, so verglimmt das Oxyd, wahrscheinlich weil es aus dem amorphen Zustande in den krystallinischen übergeht, und ist jetzt in Säuren minder leicht löslich. $(Fe_2)H_6O_6 = (Fe_2)O_3 + 3H_2O$; $(Fe_2)_2H_6O_9 = 2(Fe_2)O_3 + 3H_2O$.

Chromhydroxyd $(Cr_2)H_6O_6$ verliert beim Erhitzen bis auf 200° 2 Moleküle Wasser, so dass es die Zusammensetzung $(Cr_2)H_2O_4$ hat; dieses verliert bei dunkler Rothgluth das letzte Molekül Wasser, indem es sich in dunkelgrünes Chromoxyd umwandelt; bei stärkerem Erhitzen verglimmt es und wird heller grün.

Manganhydroxyd $Mn_2H_2O_4$, welches als Manganit in der Natur vorkommt, verwandelt sich beim Erhitzen unter Abgabe von Wasser in Manganoxyd Mn_2O_3.

M a n g a n h y d r o x y d u l MnH_2O_2, eine weisse Masse, wird durch gelindes Glühen in Wasser und grünes Manganoxydul MnO zerlegt.

Aus E i s e n h y d r o x y d u l FeH_2O_2, welches in feuchtem Zustande ein weisses Pulver bildet und mit grosser Begierde Sauerstoff anzieht, ist durch Erhitzen das reine Eisenoxydul bis jetzt noch nicht dargestellt worden.

K o b a l t h y d r o x y d u l CoH_2O_2, ein rosenrothes Pulver, verliert schon bei 100° Wasser und verwandelt sich, wenn die Erhitzung unter Abschluss der Luft stattfindet, in grünes Kobaltoxydul. $CoH_2O_2 = CoO + H_2O$.

N i c k e l h y d r o x y d u l NiH_2O_2, von apfelgrüner Farbe, zerlegt sich, wenn es bei abgehaltener Luft geglüht wird, in Wasser und olivengrünes Nickeloxydul. $NiH_2O_2 = NiO + H_2O$.

Z i n n h y d r o x y d u l SnH_2O_2, ein weisses Pulver, zersetzt sich schon in siedendem Wasser in schwarzes Zinnoxydul und Wasser. $SnH_2O_2 = SnO + H_2O$.

Z i n k h y d r o x y d ZnH_2O_2 zersetzt sich beim Glühen in Zinkoxyd und Wasser. $ZnH_2O_2 = ZnO + H_2O$.

B l e i h y d r o x y d $Pb_3H_2O_4$ zersetzt sich bei 130 bis 145° in Bleioxyd und Wasser: $Pb_3H_2O_4 = 3PbO + H_2O$. Auch durch Kochen mit concentrirter Kalilauge verliert es sein Wasser.

K u p f e r h y d r o x y d CuH_2O_2 wird schon durch eine Temperatur von etwas mehr als 100° in schwarzes Kupferoxyd und Wasser zersetzt. Auch beim Kochen mit Kalilauge verwandelt es sich in Oxyd.

K u p f e r h y d r o x y d u l, $(Cu_2)H_2O_2$, verliert bei 360° sein Wasser, während die gelbe Farbe erst bei anfangender Weissglühhitze in die rothe des Kupferoxyduls übergeht.

P l a t i n h y d r o x y d PtH_4O_4 verwandelt sich beim gelinden Erhitzen, indem seine braune Farbe in eine schwarze übergeht, in Platinoxyd PtO_2.

Aehnlich den M e t a l l h y d r o x y d e n zersetzt sich auch die Borsäure und die Kieselsäure beim Erhitzen in Borsäureanhydrid oder Kieselsäureanhydrid und Wasser.

5. Zersetzung der Carbonate oder kohlensauren Salze durch Einwirkung der Wärme.

143. Die Carbonate oder kohlensauren Salze zeichnen sich vor allen übrigen Salzen durch ihre leichte Zersetzbarkeit und insbesondere dadurch aus, dass durch Einwirkung der Wärme alle mit Ausnahme der kohlensauren Alkalien sich in Kohlensäureanhydrid und Metalloxyd zerlegen.

Calciumcarbonat oder kohlensaure Kalkerde $CaCO_3$ zersetzt sich beim Glühen in Kohlensäureanhydrid und Calciumoxyd $CaCO_3 = CaO + CO_2$. Dieser chemische Prozess ist für die Gewerbe von Bedeutung, indem darauf das Brennen des Kalks, zum Zweck der Bereitung des Maurermörtels beruht. Das Brennen des Kalks geschieht im Grossen in Feldöfen oder in eigens für den Zweck gebauten Kalköfen. Das Brennen in Feldöfen geschieht ganz ähnlich wie das Brennen der Ziegeln in Feldziegelöfen. Man schichtet die Stücke Kalksteine so aufeinander, dass sie Zwischenräume lassen, die mit Steinkohlenklein ausgefüllt werden; über das Ganze wird eine Decke von fetter lehmiger Erde gelegt, theils zum Zusammenhalten der Wärme, theils zur Regulirung des Zuges. Durch Reisig wird vermittelst von Schüren der Meiler in Brand gesteckt; die Unterhaltung des Feuers und Leitung des chemischen Prozesses geschieht durch Oeffnen und Verschliessen der Schüren, und durch Einstossen von Löchern in die obere Lehmdecke. — Zweckmässiger wird das Brennen des Kalkes durch besondere gemauerte Kalköfen ausgeführt. Diese Oefen arbeiten entweder mit unterbrochenem oder mit ununterbrochenem Gange; letztere Methode ist billiger, weil dadurch an Brennmaterial gespart wird, insofern als der Ofen fortwährend in Gluth bleibt, und also durch Abkühlung und Wiedererwärmung keine Wärme unnütz verloren geht. Die Oefen mit unterbrochenem Gange bestehen in ihrer einfachsten Einrichtung aus einem meist eiförmigen, aus feuerfesten Backsteinen gemauerten Raume. In diesem Raume wird über dem Roste aus den grösseren Kalksteinstücken ein Gewölbe gebaut, auf welches von oben durch die Gicht der übrige Kalkstein geschichtet wird. Unter dem Gewölbe wird zuerst durch Reisig, hierauf durch anderes Brennmaterial ein Feuer so lange unterhalten, bis der Kalkstein vollständig gar gebrannt ist. Darnach lässt man den Ofen abkühlen und schafft den gebrannten Kalk hinaus. Die Oefen mit ununterbrochenem Gange unterscheiden

sich von dem eben beschriebenen dadurch, dass der gar gebrannte Kalk durch eine an der Sohle des Ofens befindliche Oeffnung ohne dass der Ofen abgekühlt wird herausgezogen wird; die Erhitzung des Kalksteins erfolgt dabei entweder durch seitwärts angebrachte Flammenöfen, oder dadurch dass das Brennmaterial mit dem Kalkstein gemengt in Brand gesetzt wird; in dem Maasse als durch die untere Oeffnung gebrannter Kalk dem Ofen entnommen wird, wird durch die Gicht roher Kalkstein und nach Einrichtung des Ofens Kohle nachgefüllt. In einigen Fällen bringt man die Kalköfen mit Hochöfen oder mit Koksöfen in Verbindung und benutzt die aus letzteren entweichenden Gase zur Heizung der ersteren; ist der Verbrauch von Kalk durch das ganze Jahr hindurch nicht gleichmässig, so benutzt man die Kalköfen auch wohl zum Ziegelbrennen.

Der gargebrannte Kalk muss seine Kohlensäure vollständig verloren haben, und sich beim Ueberschütten mit Wasser leicht löschen, d. h. sich in Calciumhydroxyd verwandeln. In dem Falle, dass der Kalk zu stark erhitzt worden ist, heisst er todtgebrannt, und zerfällt dann mit Wasser nicht zu einem Brei; dies geschieht, wenn entweder durch die übergrosse Hitze die einzelnen Theile des Kalks zusammengesintert sind und dem Wasser keinen Zutritt gestatten, oder wenn bei einem Gehalt an Kieselsäure diese letztere mit dem Kalke eine chemische Verbindung eingegangen ist. Wird Kalkstein, welcher einen Gehalt von 20 bis 30 % Kieselerde oder Thonsilikat hat, nicht allzuheftig gebrannt, so verliert der Kalk seine Kohlensäure, und das Thonsilikat, wenn es chemisch gebundenes Wasser enthält, sein Wasser, und beide Stoffe wirken dann beim Zutritt von Wasser so aufeinander ein, dass sie sich zu einem mehrfachen Silikat, welches in Wasser unlöslich ist, verbinden. Ein solcher Mörtel führt den Namen hydraulischer Mörtel und besitzt die Eigenschaft, dass er unter Wasser zu einer sehr festen Masse erhärtet. Den Zweck der in der Natur vorkommenden und unter dem Namen hydraulischer Kalk bekannten Gemenge kann man auch durch Bereitung von künstlichen Gemengen erreichen. Man setzt zu diesem Behufe zu gewöhnlichem Kalkbrei Zuschläge, welche Cement genannt werden, und welche auf den Kalk chemisch einwirken und ihm die Eigenschaft ertheilen mit Wasser und unter Wasser zu erhärten. Diese Cemente sind entweder in der Natur vorkommende Aluminiumsilikate, wie z. B. der im Brohlthale vorkommende Trass, oder es sind künstlich dargestellte Körper. Einige im Handel vorkommende Cemente, wie Portland-Cement, Roman-Cement u. a. enthalten bereits

alle Stoffe, welche einen guten hydraulischen Mörtel ausmachen und brauchen daher nur, ohne dass ihnen Kalk zugefügt wird, mit Wasser versetzt zu werden.

Baryumcarbonat oder kohlensaure Baryterde $BaCO_3$, in der Natur als Witherit vorkommend, zersetzt sich erst im heftigsten Gebläsfeuer in Kohlensäureanhydrid und Baryumoxyd. $BaCO_3 = BaO + CO_2$.

Strontiumcarbonat oder kohlensaure Strontianerde $SrCO_3$, als Mineral Strontianit genannt, zersetzt sich im heftigsten Essenfeuer in Kohlensäureanhydrid und Strontianerde. $SrCO_3 = SrO + CO_2$.

Magnesiumcarbonat oder kohlensaure Talkerde (Bittererde) $MgCO_3$ zersetzt sich durch gelindes, aber anhaltendes Erhitzen, in Magnesiumoxyd und Kohlensäureanhydrid.

Ferrocarbonat oder kohlensaures Eisenoxydul, als Mineral Eisenspath genannt, zersetzt sich beim Glühen, da das Eisenoxydul ein ungemein grosses Bestreben zeigt sich höher zu oxydiren, nicht in die beiden Bestandtheile Eisenoxydul und Kohlensäure, sondern in eine Verbindung von Eisenoxydul mit Eisenoxyd, Kohlensäureanhydrid und Kohlenoxydgas: $5FeCO_3 = \left.\begin{matrix} 3Fe \\ (Fe_2) \end{matrix}\right\} O_6 + 4CO_2 + CO$.

Mangancarbonat oder kohlensaures Manganoxydul, als Mineral Manganspath, zersetzt sich bei Abschluss der Luft gelinde geglüht in Manganoxydul und Kohlensäureanhydrid: $MnCO_3 = MnO + CO_2$.

Zinkcarbonat oder kohlensaures Zinkoxyd, als Mineral Galmei genannt, verliert beim Glühen Kohlensäureanhydrid und verwandelt sich in Zinkoxyd: $ZnCO_3 = ZnO + CO_2$.

Bleicarbonat oder kohlensaures Bleioxyd, sowohl das neutrale in der Natur als Bleispath oder Weissbleierz vorkommende, als auch die verschiedenen künstlich dargestellten basischen Salze verlieren beim Erhitzen, indem sich ihre weisse Farbe in eine gelbe verwandelt, Kohlensäureanhydrid und hinterlassen Bleioxyd. Die Zersetzungsgleichung für das neutrale Bleicarbonat ist $PbCO_3 = PbO + CO_2$.

Kupfercarbonat, welches nur als basisches Salz bekannt ist, und in der Natur als Malachit und Kupferlasur vorkommt, zersetzt sich beim Erhitzen für sich, oder beim Kochen in Kalilauge, oder beim anhaltenden Kochen in Wasser, in schwarzes Kupferoxyd,

Wasser und Kohlensäureanhydrid. $\left.\begin{matrix}2Cu\\H_2,CO\end{matrix}\right\}O_4$ (Malachit) $= 2CuO + H_2O + CO_2$; $\left.\begin{matrix}3Cu\\H_2,2CO\end{matrix}\right\}O_6$ (Lasur) $= 3CuO + H_2O + 2CO_2$.

6. Zersetzung der Sulfate oder schwefelsauren Salze durch Einwirkung der Wärme.

144. Die schwefelsauren Salze verhalten sich beim Erhitzen sehr verschieden; ihr Verhalten ist wesentlich von der Stärke der Basis und der Natur des Metalles abhängig. Die Sulfate der Alkalien (ausgenommen Ammoniumsulfat), der alkalischen Erden, des Magnesiumoxyds und des Bleioxyds bleiben auch bei der stärksten Glühhitze ungeändert.

Die Sulfate der sehr schwachen Basen (Eisenoxyd, Oxyde der edeln Metalle) zersetzen sich beim Erhitzen unter Freiwerden von Schwefelsäureanhydrid; die Sulfate der mittelmässig starken Basen zersetzen sich nach der Natur des Metalls in mannigfacher Weise.

Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$ schmilzt bei 140° und fängt bei 280° an sich zu zersetzen; hierbei entwickelt sich Ammoniak, dann Wasser und Stickgas, schwefligsaures und wenig schwefelsaures Ammoniumoxyd. Durch eine glühende Röhre geleitet, zerfällt das Ammoniumsulfat in Wasser, Schwefel und Stickgas.

Aluminiumsulfat $(Al_2)S_3O_{12}\ 18H_2O$ verliert beim Erhitzen zunächst Krystallwasser und zerfällt hierauf beim Glühen in Aluminiumoxyd und Schwefligsäureanhydrid und Sauerstoff. $(Al_2)S_3O_{12} = Al_2O_3 + 3SO_2 + 3O$.

Chromsulfat $(Cr_2)S_3O_{12}$ zersetzt sich beim Erhitzen in Chromoxyd und Schwefelsäureanhydrid.

Ferrisulfat oder schwefelsaures Eisenoxyd $(Fe_2)S_3O_{12}$ zerlegt sich beim Erhitzen in Eisenoxyd und Schwefelsäureanhydrid. $(Fe_2)S_3O_{12} = Fe_2O_3 + 3SO_3$; ebenso verhalten sich die basischen Salze, z. B. das durch Rösten von schwefelsaurem Eisenoxydul erhaltene zweifachschwefelsaure Eisenoxyd $(Fe_2)S_2O_9$, welches sich beim stärkeren Erhitzen in Eisenoxyd und Schwefelsäureanhydrid $= Fe_2O_3 + 2SO_3$ zersetzt. Auf diese Zersetzung stützt sich die Darstellung des rauchenden oder Nordhäuser Vitriolöls, sowie die des Schwefelsäureanhydrids. Die fabrikmässige Darstellung dieser Stoffe beginnt von den Zersetzungen des schwefelsauren Eisenoxyduls

(Ferrosulfats), das im gewöhnlichen Leben meist den Namen Eisenvitriol oder grüner Vitriol führt.

Das schwefelsaure Eisenoxydul mit 7 Molekülen Krystallwasser $FeSO_4, 7H_2O$ verliert zunächst bei schwachem Erhitzen sein Krystallwasser und bei etwas höherer Hitze Schwefligsäureanhydrid: $2FeSO_4 = (Fe_2)SO_6 + SO_2$. Das zurückbleibende basische Eisensulfat wird hierauf bei gesteigerter Hitze destillirt, wobei es sich in Schwefelsäureanhydrid und Eisenoxyd zersetzt; letzteres kommt unter dem Namen Caput mortuum oder Colcothar Vitrioli in den Handel. Der letztere Prozess wird durch die Gleichung $(Fe_2)SO_6 = Fe_2O_3 + SO_3$ ausgedrückt. Die Zersetzungsformeln für die beiden auf einanderfolgenden Prozesse kann man auch in die eine Formel vereinigen: $2FeSO_4 = Fe_2O_3 + SO_2 + SO_3$. Man sieht hieraus, dass schliesslich nur die Hälfte des in dem Eisenvitriol enthaltenen Schwefelsäureanhydrids gewonnen ist, während die andere Hälfte zur Oxydation des Eisenoxyduls in Eisenoxyd verwandt worden ist und sich dadurch in werthloses Schwefligsäureanhydrid verwandelt hat. Es liegt nun die Frage nahe, ob nicht diese Oxydation des Eisenoxyduls anstatt durch die kostspielige Schwefelsäure durch den wohlfeilen Sauerstoff der atmosphärischen Luft bewirkt werden könne, und der praktische Versuch bejaht diese Frage. Es zerfällt demnach in neuerer Zeit die Darstellung des rauchenden Vitriolöls in folgende Prozesse: 1) Entwässerung des krystallisirten Eisenvitriols durch schwaches Erhitzen: $2FeSO_4\ 7H_2O = 2FeSO_4 + 7H_2O$; 2) Rösten des entwässerten Eisenvitriols an der Luft: $2FeSO_4 + O = (Fe_2)S_2O_9$; 3) Destillation des schwefelsauren Eisenoxyds: $(Fe_2)S_2O_9 = (Fe_2)O_3 + 2SO_3$. Dieser letztere Zersetzungsprozess wird in röhrenartigen Retorten von Schmelztiegelmasse, in deren Hals thönerne Vorlagen eingefügt sind, ausgeführt; dabei liegen in einem Galeerenofen 100 bis 200 Retorten; eine jede Retorte enthält etwa $2^1/_2$ Pfund des getrockneten und gerösteten Eisensalzes. Die Dämpfe des Schwefelsäureanhydrids verdichten sich in den Vorlagen, in welchen früher etwas Wasser, jetzt aber, nachdem der Preis der englischen Schwefelsäure bedeutend erniedrigt ist, etwas englische Schwefelsäure (eigentliche Schwefelsäure H_2SO_4) vorgeschlagen ist, und bilden mit dieser das rauchende Vitriolöl. Nach obigen Formeln würde man nach der Berechnung aus 100 Pfund entwässertem Eisenvitriol, vorausgesetzt, dass derselbe rein ist, 52,6 Pfund Schwefelsäureanhydrid erhalten; in Wirklichkeit ist die Ausbeute an rauchendem Vitriolöl nur 45 bis 50 Procent. Aus dem rauchenden Vitriolöl, welches als eine Auf-

lösung von Schwefelsäureanhydrid in englischer Schwefelsäure betrachtet werden kann, erhält man das Anhydrid durch Destillation bei gelinder Wärme in gut abgekühlten Vorlagen als eine krystallinische asbestartige Masse.

Manganosulfat oder schwefelsaures Manganoxydul $MnSO_4$ zersetzt sich bei heftigem Glühen in Manganoxyduloxyd (Mn_3O_4), Sauerstoff, Schwefligsäureanhydrid und Schwefelsäureanhydrid.

Zinksulfat oder schwefelsaures Zinkoxyd $ZnSO_4$ zersetzt sich bei anfangender Weissglühhitze in Zinkoxyd, Sauerstoff, Schwefligsäureanhydrid und Schwefelsäureanhydrid.

Kupfersulfat oder schwefelsaures Kupferoxyd $CuSO_4$ zersetzt sich durch heftiges Glühen in Kupferoxyd und dieselben flüchtigen Produkte, welche beim Erhitzen der zuletzt genannten Sulfate erscheinen.

Silbersulfat Ag_2SO_4 zerlegt sich durch starkes Glühen in metallisches Silber, Sauerstoff und Schwefligsäureanhydrid. $Ag_2SO_4 = 2Ag + SO_2 + 2O$.

Platinsulfat oder schwefelsaures Platinoxyd PtS_2O_8 wird durch Glühen in metallisches Platin, Sauerstoff, Schwefligsäureanhydrid und Schwefelsäureanhydrid zersetzt.

7. Zersetzung der Nitrate oder salpetersauren Salze durch Einwirkung der Wärme.

145. Die salpetersauren Salze zersetzen sich ohne Ausnahme beim Erhitzen; doch ist der Hitzegrad, sowie auch die Zersetzungsprodukte nach der Natur der in ihnen enthaltenen Metalle verschieden; auch sind die Zersetzungsprodukte von der Temperatur, welcher die Salze unterworfen werden, in einigen Fällen abhängig. Diejenigen, welche die Salpetersäure festhalten, geben zunächst Sauerstoff ab und verwandeln sich dadurch in salpetrigsaure Salze, und entwickeln sodann bei stärkerer Hitze Sauerstoff und Stickstoff; andere, welche sich bei weniger hoher Temperatur zersetzen, geben Sauerstoffgas und Stickstoffsuperoxyd (Untersalpetersäure), und andere wieder, welche die Salpetersäure noch weniger festhalten, entwickeln unzersetzte Salpetersäure; das Metall der Salze erscheint entweder regulinisch oder als Metalloxyd, oder höher oxydirt. Das salpetersaure Ammoniumoxyd zeigt beim Erhitzen ein ganz besonderes Verhalten.

Wird Ammoniumnitrat oder salpetersaures Ammoniumoxyd bis ungefähr 250° erhitzt, so zersetzt es sich unter lebhaftem Aufwallen in Wasserdampf und Stickstoffoxydul: $(NH_4)NO_3 = N_2O + 2H_2O$. Das abweichende Verhalten dieses Salzes beruht in der eigenthümlichen Zusammensetzung des hypothetischen Ammoniummetalls in Gegensatz zu der Einfachheit der übrigen Metalle.

Das Kaliumnitrat oder salpetersaure Kaliumoxyd KNO_3 schmilzt bei 350° zu einer dünnen durchsichtigen Flüssigkeit, welche bei anfangender Glühhitze sich in Sauerstoff und salpetrigsaures Kaliumoxyd zersetzt: $KNO_3 = O + KNO_2$. Wird das salpetrigsaure Kaliumoxyd höher erhitzt, so zersetzt es sich weiter in Sauerstoff, Stickstoff und Kaliumoxyd: $2KNO_2 = K_2O + 2N + 3O$. Fasst man die beiden aufeinander folgenden Prozesse in ihrem Anfange und Ende auf, so ist die Zersetzungsgleichung: $2KNO_3 = KO + 2N + 5O$. Da die Nitrate ihren Sauerstoff mit geringer Kraft festhalten, so werden sie vielfach als Oxydationsmittel angewandt, und so dient namentlich auch das Kaliumnitrat zur Bereitung des Schiesspulvers. Die Wirkung desselben beruht in dem plötzlichen Entstehen einer bedeutenden Menge Gas, welches durch Verbindung von Kohlenstoff und Schwefel mit dem Sauerstoff des Salpeters entsteht. Der bei der Wirkung des Schiesspulvers wirkende Prozess ist daher aus Zersetzungs- und Verbindungsprozessen combinirt, und als solcher unter den Substitutionsprozessen zu behandeln.

Das Bleinitrat oder das salpetersaure Bleioxyd PbN_2O_6 zersetzt sich beim Erhitzen in Sauerstoff, Stickstoffsuperoxyd und Bleioxyd. Nimmt man die Zersetzung in einer Retorte vor, welche mit einer stark abgekühlten trocknen Vorlage versehen ist, so erhält man in der Vorlage das Stickstoffsuperoxyd flüssig oder bei gehöriger Abkühlung bis auf — 20° krystallinisch, während das Sauerstoffgas durch eine in der Vorlage anzubringende Oeffnung entweicht und das Bleioxyd in der Retorte zurückbleibt: $PbN_2O_6 = PbO + O + NO_2$.

Das Mercurinitrat oder salpetersaure Quecksilberoxyd zersetzt sich schon bei nicht allzustarkem Erhitzen in Quecksilberoxyd und Salpetersäure, welche sich zum Theil in Untersalpetersäure und Sauerstoff zersetzt.

Wird dagegen Mercuronitrat oder salpetersaures Quecksilberoxydul $(Hg_2)N_2O_6$, welches durch gelindes Erwärmen der wasserhaltigen Krystalle erhalten worden ist, vorsichtig erhitzt, so zersetzt es sich in Stickstoffsuperoxyd und Quecksilberoxyd: $(Hg_2)N_2O_6$

$= 2HgO + 2NO_2$. Dieser Prozess liefert ein zweckmässiges Verfahren der Darstellung von Quecksilberoxyd.

Salpetersaures Aluminiumoxyd und salpetersaures Eisenoxyd verlieren ihre Säure beim Erhitzen zum grössten Theil unzersetzt.

Silbernitrat oder salpetersaures Silberoxyd $AgNO_3$ zerfällt bei anfangender Glühhitze in Sauerstoffgas, Untersalpetersäure, Stickgas und Silber.

8. Zersetzung der Chlorate oder chlorsauren Salze durch Einwirkung der Wärme.

146. Die chlorsauren Salze geben bei hinreichend starkem Erhitzen allen Sauerstoff ab und verwandeln sich in Chlormetall.

Kaliumchlorat oder chlorsaures Kali zersetzt sich noch ehe die Glühhitze erreicht wird zuerst in überchlorsaures Kali, Chlorkalium und Sauerstoff, und bei erhöhter Hitze in Chlorkalium und Sauerstoff. Bei blosser Berücksichtigung des Endprozesses ist die Zersetzungsformel: $KClO_3 = KCl + 3\,O$; bei Berücksichtigung des Zwischenprozesses: $2KClO_3 = KClO_4 + KCl + 2O = KCl + 4O + KCl + 2O = 2KCl + 6O$.

9. Zersetzung der chemischen Verbindungen durch Einwirkung des Lichts.

147. Durch Einwirkung des Lichts werden nicht nur, wie früher schon bei Gelegenheit der Erörterung der Verbindungsprozesse in Bezug auf Chlorwasserstoff erwähnt worden ist, Verbindungen erzeugt, sondern auch bestehende Verbindungen zersetzt. Diese chemische Wirkung ist dem weissen Lichte eigenthümlich; wenn das weisse Licht aber durch ein Spektrum in die verschiedenen Farben zerlegt wird, oder wenn man ungetheiltes weisses Licht durch bunte Gläser hindurchscheinen lässt, so kann man nachweisen, dass mehreren Farben die Kraft chemische Prozesse zu erzeugen gänzlich abgeht. Man hat nach den verschiedenen Kraftäusserungen der einzelnen Farben das Sonnenspektrum in drei Spektra getheilt, nämlich das Lichtspektrum in der Mitte, das Wärmespektrum mit seinem

Maximum in der Gegend des Roth, das chemische Spektrum mit seinem Maximum in der Gegend des Violett.

Namentlich sind es die schwächeren Verbindungen, also z. B. die Verbindungen des Stickstoffs, Chlors u. s. w. mit Sauerstoff, ganz besonders aber die Verbindungen der edeln Metalle, welche durch das Licht zersetzt werden.

Wird concentrirte Salpetersäure der Einwirkung des Sonnenlichts ausgesetzt, so wird sie braun, indem sich ein Theil in Sauerstoff und Stickstoffsuperoxyd zersetzt.

Chlorhyperoxyd oder Unterchlorsäure ClO_2 zersetzt sich durch Licht in Chlor und Sauerstoff.

Quecksilberoxydul Hg_2O zerlegt sich bei Einwirkung des Lichts in Quecksilber und Quecksilberoxyd, während das Quecksilberoxyd sich langsam am Lichte in Quecksilber und Sauerstoff zersetzt.

Silberoxyd Ag_2O färbt sich im Lichte schwarz, indem es sich in feinvertheiltes metallisches Silber, das unter dem Polirstahl metallischen Glanz annimmt, und in Sauerstoffgas zerlegt. Auch Silbercarbonat Ag_2CO_3 schwärzt sich in Folge von Ausscheidung feinvertheilten Silbers, und wird daher als unauslöschliche Tinte z. B. zum Zeichnen der Wäsche angewandt. Die chemischen Zersetzungen der Silberverbindungen, im Besonderen auch des Chlorsilbers und des Jodsilbers durch Einwirkung des Lichts, sind die Ausgangspunkte für die Daguerreotypie und Photographie.

10. Zersetzung der chemischen Verbindungen durch den galvanischen Strom.

148. Wenn die beiden Polenden einer galvanischen Säule in gewisse zusammengesetzte chemische Körper, die sich entweder im geschmolzenen oder vermittelst eines Auflösungsmittels im flüssigen Zustande befinden, eingeführt werden, so zersetzen sie sich nach Verhältniss ihrer Beschaffenheit, so dass sich an dem negativen Pole Wasserstoff oder Metall, und an dem positiven Pole Sauerstoff, Chlor, Brom, Jod ausscheidet.

Taucht man die beiden Polardrähte (Elektroden) in Wasser ein, welches durch einige Tropfen Schwefelsäure oder Salzsäure angesäuert ist, so tritt sofort eine Zersetzung ein, in der Weise, dass sich am negativen Pole Wasserstoff ausscheidet, am positiven Pole dagegen Sauerstoff erscheint; besteht die positive Elektrode aus

einem unedelen Metall, z. B. Eisen oder Kupfer, so verbindet sich der Sauerstoff sogleich mit diesem, besteht sie hingegen aus einem edeln Metalle oder aus Graphit, so erscheint der Sauerstoff frei. Zu diesem Zwecke wendet man gewöhnlich Platin als Elektroden an. Wenn man den Zersetzungsapparat so einrichtet, dass die beiden Gase sich gesondert in graduirten Röhren ausscheiden, so findet man, dass das Wasser sich in 2 Volumen Wasserstoff und 1 Volumen Sauerstoff zerlegt — eine Erfahrung, auf welche sich die Berechnung des Atomgewichts von Sauerstoff und Wasserstoff und die chemische Formel des Wassers H_2O stützen.

Sobald die Elektroden einer galvanischen Säule anstatt wie vorher in Wasser, in concentrirte Chlorwasserstoffsäure geleitet werden, so entsteht an der negativen Elektrode Wasserstoffgas und an der positiven Chlor, und zwar dem Volumen nach in gleichen Mengen; daher ist die Formel des Chlorwasserstoffs HCl.

Wenn die beiden Elektroden aus unedeln Metallen bestehen, und die Flüssigkeit Salzsäure ist, so scheidet sich an dem negativen Pole Wasserstoff aus, an dem positiven Pole dagegen entwickelt sich kein Chlor, sondern es entsteht (in den meisten Fällen) ein Chlorid, dessen Metall das Metall der positiven Elektrode ist. Wird also z. B. ein Stück Kupfer in Salzsäure gelegt und mit dem positiven Pole verbunden, während der negative Pol direct in die Säure getaucht wird, so entwickelt sich an dem letzteren Wasserstoff, an dem ersteren aber entsteht kein Chlor, sondern Chlorkupfer, indem das freiwerdende Chlor sich im Entstehungsmoment mit dem Kupfer verbindet. Es finden also hinter einander zwei Prozesse statt, nämlich am negativen Pole der Zersetzungsprozess $HCl = H + Cl$; während sich der Wasserstoff ausscheidet, vertauscht das freiwerdende Chlor-Molekül mit den zwischen den beiden Elektroden befindlichen Chlorwasserstoff-Molekülen die Stellen, so dass in dem äussersten am positiven Pole liegenden Moleküle Chlorwasserstoff die Chloratome frei werden und sich mit dem Kupfer durch den Verbindungsprozess $2Cl + Cu = CuCl_2$ zu Kupferchlorid verbinden.

Analoge Prozesse finden statt, wenn statt der Salzsäure Schwefelsäure H_2SO_4 angewandt wird. In diesem Falle entsteht am negativen Polardrahte Wasserstoff, am positiven aber Kupfersulfat. Der am negativen Pole stattfindende Zersetzungsprozess ist $H_2SO_4 = H_2 + SO_4$; das hier freiwerdende SO_4 setzt sich sogleich an die Stelle des SO_4 der zwischen den Polardrähten befindlichen Moleküle H_2SO_4, bis bei fortschreitender Vertauschung das am Kupfer des

positiven Poles auftretende SO_4 sich im Entstehungsmoment mit Cu zu $CuSO_4$ verbindet.

Taucht man die aus Platin bestehenden Elektroden in eine Lösung von Kupferchlorid $CuCl_2$, so scheidet sich am negativen Pole Kupfer, am positiven Pole Chlor ab. Es findet also am negativen Pole der Zersetzungsprozess $CuCl_2 = Cu + 2Cl$ statt. Während sich das Kupfer abscheidet, vertauscht das freiwerdende Chlor mit dem Chlor der zwischen den Polardrähten befindlichen Kupferchlorid-Moleküle die Stelle, und das am positiven Pole auftretende Chlor wird frei.

Wenn man in dem vorhergehenden Prozesse anstatt des Kupferchlorids eine wässerige Lösung von Kupfersulfat (schwefelsaurem Kupferoxyd) $CuSO_4$ anwendet, so erscheint wie dort am negativen Pole Kupfer, am positiven dagegen Sauerstoff, welcher aus dem hier auftretenden SO_4 frei wird, indem SO_4 sich in $SO_3 + O$ zerlegt; das hierbei entstehende Schwefelsäureanhydrid SO_3 verbindet sich mit den Elementen von Wasser zu Schwefelsäure H_2SO_4. Der am positiven Pole vor sich gehende Prozess lässt sich auch durch die Annahme erklären, dass das hier auftretende SO_4 sich mit dem Wasserstoff eines Wasser-Moleküls zu Schwefelsäure ergänzt, und dadurch den Sauerstoff des Wassers frei macht.

In der vorher erörterten Weise lassen sich die Verbindungen anderer Metalle zersetzen. Dabei entwickelt sich stets am negativen Pole das Metall. Die schwer reducirbaren Metalle, d. h. diejenigen, welche sich durch ihre grosse Verwandtschaft zu den Antimetallen und Säuren auszeichnen, können aus wässerigen Lösungen nicht gut ausgeschieden werden, da sie sich meist wieder mit dem Sauerstoff des Wassers verbinden, aber man erhält sie, wenn man sie schmilzt und die Polardrähte in die geschmolzene Masse leitet. Auf diese Weise kann man namentlich aus den Chloriden z. B. die Metalle Kalium, Natrium, Calcium, Magnesium, Aluminium darstellen. Ueberhaupt ist die Elektricität das kräftigste Zersetzungsmittel.

Die oben erläuterten Prozesse werden technisch angewandt zum Zweck der Ueberziehung der Oberflächen der Metalle mit einer Schicht von anderen, namentlich edleren Metallen, also zum Vergolden, Versilbern, Verkupfern u. s. w., und zur Galvanoplastik oder Nachbildung von Gegenständen in Metall.

Um metallene Gegenstände auf galvanischem Wege zu vergolden, zu versilbern u. s. w., muss die Oberfläche derselben vollkommen gereinigt sein, am besten durch siedende Natronlauge und Abbürsten

mit destillirtem Wasser. Sie werden hierauf vermittelst eines Drahtes, der mit dem negativen Pole eines galvanischen Elementes verbunden ist, in die Zersetzungszelle eingehängt; in dieser Zelle befindet sich die Zersetzungsflüssigkeit und in die Flüssigkeit ist die positive Elektrode eingeführt am besten vermittelst eines Bleches von dem Metalle, welches den Ueberzug bilden soll. Zum Zweck der Vergoldung wendet man als Zersetzungsflüssigkeit am besten eine Lösung von Kaliumgoldcyanid $KAuCy_4$ an, und stellt den zu vergoldenden Gegenständen als positive Elektrode ein Goldblech gegenüber, dessen Metall sich mit dem hier auftretenden Cyan verbindet und hierdurch die Zersetzungsflüssigkeit ungeändert erhält; sehr gut lassen sich Gegenstände von Neusilber, Kupfer oder Silber vergolden; Eisen muss vorher galvanisch verkupfert werden. Zum Versilbern füllt man die Zersetzungszelle mit einer Lösung von Silberkaliumcyanid $AgKCy_2$, und wendet als positive Elektrode, um die Flüssigkeit in chemischer Beziehung unverändert zu erhalten, ein Silberblech an. Kupfer, Bronze, Messing, Roh- und Stabeisen lassen sich leicht direkt versilbern, dagegen müssen Zinn, Zink und Stahl vorher galvanisch verkupfert sein. Zum Verkupfern dient zweckmässig ein alkalisches Kupfersalz, meist weinsaures Kupferoxyd-Natron; dem zu verkupfernden Gegenstande gegenüber stellt man ein Kupferblech. Zum Verzinken dient Zinksulfat; das mit Zink überzogene Eisen führt im Handel häufig den Namen galvanisirtes Eisen. Um metallene Gegenstände mit Eisen zu überziehen, zu verstählen, benutzt man als Zersetzungsflüssigkeit Eisenvitriol und Salmiak, und als elektropositiven Pol ein Eisenblech. Man verstählt in neuerer Zeit gestochene Kupferplatten, um sie für einen längeren Gebrauch tauglich zu machen.

Die Galvanoplastik hat nicht den Zweck Gegenstände mit Metall dauernd zu überziehen, sondern Nachbildungen derselben, namentlich in Kupfer, zu erzielen. Der metallische Ueberzug darf daher nicht auf dem Gegenstande anhaften, und muss von einer bedeutenderen Dicke sein. Die Form, auf welcher sich das Kupfer ablegen soll, heisst die Matrize; sie muss ein negatives Bild des nachzubildenden Gegenstandes sein und aus einem die Elektricität gut leitenden Stoffe bestehen, oder wenigstens oberflächlich mit einem solchen überzogen sein. Die Matrize kann daher aus Metall bestehen, oder auch aus Gyps, Schwefel, Guttapercha, Stearin u. s. w.; im letzterem Falle muss die Oberfläche mit Graphit, welcher die Elektricität gut leitet, überzogen sein. Diejenigen Stellen der Matrize, welche

nicht nachgebildet werden sollen, werden mit Harz oder Wachs überzogen. Diese so mit Graphit überzogene Matrize kann, wenn sie vermittelst eines Drahtes mit einer Zinkplatte in Verbindung gebracht wird, entweder selbst die Stelle des elektronegativen Metalls vertreten, oder nur als negative Elektrode für ein galvanisches Element dienen. Im ersteren Falle wendet man ein Gefäss an, in welches ein anderes eingefügt ist; der Boden des letzteren besteht aus einer porösen Substanz, als Gyps, Thon, Blase; das erstere Gefäss ist mit einer Lösung von Kupfervitriol, das letztere mit Zinkvitriol gefüllt; in dem ersteren wird die als negatives Metall dienende Matrize, in dem letzteren eine Zinkplatte angebracht, welche mit einander durch einen Bleistreifen verbunden sind. Wird der galvanische Strom dagegen durch einen besonderen galvanischen Apparat erzielt, so wird die Matrize in der mit Kupfervitriollösung gefüllten Zersetzungszelle als negative Elektrode einem Kupferblech, das als positive Elektrode dient, gegenübergestellt. — Die Galvanoplastik wird in neuerer Zeit zur Herstellung von Stereotypplatten, zur Vervielfältigung von gravirten Platten u. s. w., namentlich aber auch zur Anfertigung von Statuen in Anwendung gebracht.

III.

Die Substitutionsprozesse.

149. Unter Wahlverwandtschaftsprozessen oder Tauschprozessen oder Substitutionsprozessen sind diejenigen zu verstehen, bei welchen zwei oder mehrere Stoffe, von denen wenigstens einer ein zusammengesetzter sein muss, ihre Bestandtheile austauschen, so dass zwei oder mehrere neue Stoffe als Resultate des Prozesses erscheinen. Die Art und Weise des Vorganges ist eine sehr mannigfaltige. Nach der Zahl der stattfindenden einfachen Verbindungs- und Zersetzungsprozesse unterschied man früher allgemein einfache und doppelte Wahlverwandtschaft, indem man sich die verschiedenen Stoffe als Wähler und Wählbare vorstellte; so würde $a + bc = ac + b$ ein einfacher Wahlverwandtschaftsprozess sein, weil nur ein einziger Wähler c vorhanden ist, dem gleichsam die Wahl gelassen ist, entweder mit b verbunden zu bleiben oder sich von b zu trennen, und anstatt dessen sich mit a zu verbinden; dagegen würde $ab + cd = ad + cb$ einen doppelten Wahlverwandtschaftsprozess darstellen; bei der einfachen

Wahlverwandtschaft findet 1 Verbindungs- und 1 Zersetzungsprozess statt, bei der doppelten Wahlverwandtschaft dagegen 2 Verbindungs- und 2 Zersetzungsprozesse. Ausser diesen Formen der Wahlverwandtschaftsprozesse giebt es aber noch eine grosse Menge anderer, denen nicht wohl diese Erklärung aufgedrungen werden kann.

Für die Erklärung der Substitutionsprozesse ist die relative Grösse der Verwandtschaft von Bedeutung. Denn wenn z. B. a + bc sich in ac + b verwandelt, so muss jedenfalls die Verwandtschaft von c zu a grösser sein als die von c zu b, und wenn durch Einwirkung der Stoffe ab + cd auf einander die Stoffe ad + cb entstehen, so muss die Summe der Verwandtschaften, welche die Stoffe vor der Substitution zusammenhielten, kleiner sein, als die Summe der Verwandtschaften, welche nach der Substitution das Nebeneinanderbestehen der Stoffe veranlassen. Die Grösse der Verwandtschaft ist aber keine absolute Grösse, sondern ist von mannigfachen Verhältnissen abhängig: namentlich sind es die Höhe der Temperatur, der Aggregatzustand und die relative Menge der Stoffe, welche scheinbar Widersprüche in der Erklärung der Prozesse bedingen. Solche Prozesse, welche, sobald die obwaltenden Umstände unbeachtet gelassen werden, sich scheinbar widersprechen, bezeichnet man bisweilen mit dem Namen reciproke Wahlverwandtschaft. Im Folgenden wird auf solche Fälle besonders aufmerksam gemacht werden.

1. Ausscheidung der Metalle aus Salzlösungen durch andere Metalle bei niederer Temperatur.

150. Wenn man in eine wässerige Lösung von Kupferchlorid $CuCl_2$ ein Stück Eisen legt, so schlägt sich an dem Eisen metallisches Kupfer nieder, und die Lösung enthält sodann anstatt des Kupferchlorids Ferrochlorid (Eisenchlorür): $CuCl_2 + Fe = FeCl_2 + Cu$. Die Ausscheidung des Kupfers findet ebenfalls statt, wenn man statt Eisen Zink anwendet, in welchem Falle die Lösung nach dem Prozesse Zinkchlorid enthält: $CuCl_2 + Zn = ZnCl_2 + Cu$. Es findet aber keine Zersetzung statt, wenn man Quecksilber, Silber, Platin oder Gold in die Lösung legt.

Wenn man in eine wässerige Lösung von Kupfersulfat $CuSO_4$ ein Stück Eisen oder Zink legt, so erhält man metallisches Kupfer und Eisen- oder Zinksulfat: $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$,

und $CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu$. Aehnliche Prozesse finden statt mit anderen Kupfersalzen, z. B. $CuN_2O_6 + Zn = ZnN_2O_6 + Cu$.

Wenn man in eine Lösung von Quecksilberchlorid ein Stück Kupfer legt, so überzieht sich das Kupfer mit einer grauweissen Schicht von Quecksilber, und die Lösung enthält sodann statt Quecksilberchlorid Kupferchlorid, während das Kupfer um eine zum Atomgewicht des ausgeschiedenen Quecksilbers in Verhältniss stehende Menge verringert ist. Dieselbe Ausscheidung von Quecksilber erfolgt auch durch Anwendung von Zink: $HgCl_2 + Cu = CuCl_2 + Hg$; $HgCl_2 + Zn = ZnCl_2 + Hg$, und nicht allein aus Quecksilberchlorid, sondern auch aus anderen Salzen, z. B. aus Quecksilbernitrat: $HgN_2O_6 + Zn = ZnN_2O_6 + Hg$; die Ausscheidung von Quecksilber erfolgt aber nicht durch Zusatz von Silber, Platin oder Gold.

Wenn man einer wässerigen Lösung von Silbernitrat etwas Quecksilber oder Kupfer oder Zink zufügt, so scheidet sich Silber aus und die Lösung enthält nach vollendetem Prozesse anstatt des Nitrats von Silber dasjenige von Quecksilber, Kupfer oder Zink, z. B. $2AgNO_3 + Cu = CuN_2O_6 + 2Ag$.

Aehnliche Versuche können mit Gold angestellt werden, z. B. $2AuCl_3 + 2Fe = (Fe_2)Cl_6 + 2Au$, oder $2AuCl_3 + 3Cu = 3CuCl_2 + 2Au$. Durch Gold lässt sich aber weder Silber, noch Quecksilber, noch Kupfer, noch irgend ein anderes Metall aus seinen Salzlösungen ausfällen.

Wenn man in eine Lösung von Bleinitrat (oder von Bleizucker = Bleiacetat = essigsaurem Bleioxyd) ein Stück Zink legt, so schlägt sich Blei an dem Zinkblech an, das Zink verschwindet in dem Verhältniss seines Atomgewichts zum Atomgewicht des ausgeschiedenen Bleis und man erhält zuletzt Blei und Zinknitrat (resp. essigsaures Zinkoxyd): $PbN_2O_6 + Zn = ZnN_2O_6 + Pb$. Da diese beiden letztgenannten Stoffe dauernd neben einander bestehen, so geht daraus hervor, dass wohl Zink aus Bleiverbindungen das Blei, nicht aber Blei aus Zinkverbindungen das Zink ausscheidet.

Aus den vorhergehenden Beispielen wird ersichtlich, dass man die verschiedenen Metalle in eine Reihe stellen kann, die so geordnet ist, dass jedes einzelne die auf dasselbe folgenden aus ihren Salzen fällt, selbst aber aus seinen Salzen durch die vorhergehenden gefällt wird. Die Reihenfolge der Metalle fällt im Allgemeinen mit der elektrischen Spannungsreihe zusammen; doch erleidet diese Anordnung in einzelnen Fällen Ausnahmen. So lässt sich z. B. Eisen durch

Zink nicht fällen; Eisen (besonders Gusseisen) wirkt nicht auf Silbernitrat, wenn die Lösung einigermaassen concentrirt ist, sondern bleibt vollständig blank (passiv).

Bei allen vorher erwähnten Prozessen ist auffällig, dass das ausgeschiedene Metall sich nicht genau an die Stelle der aufgelösten Theile des ausscheidenden setzt, sondern dass die zuletzt ausgeschiedenen Theilchen sich oft in bedeutender Entfernung davon befinden, indem allmählich von dem ausscheidenden Metalle ausgehend sich ein Theilchen an das andere fügt. Diese Erscheinung ist u. a. sehr deutlich zu sehen, wenn man in die Mitte eines Tropfens von Silbernitrat, welcher auf einer Glasplatte ausgebreitet ist, ein Stückchen Kupfer oder Zink legt, um welches sich nach kurzer Zeit ein strahliger oder laubförmiger Kranz von kleinen Silberkrystallen bildet, der sich nach aussen zu fort und fort vergrössert. Solche Erscheinungen können nicht durch die Annahme einer rein chemischen Action erklärt werden, sondern bedürfen zu ihrem Verständniss die Hinzuziehung der Lehre von den Zersetzungen durch Einwirkung des galvanischen Stroms, welche in dem vorhergehenden Abschnitt erörtert worden sind. Nur im ersten Moment der Einwirkung des Metalls auf das Salz ist der Prozess ein rein chemischer; von da an wirkt eine galvanische Kette, an welcher das ausscheidende (unedlere) Metall den elektropositiven, das ausgeschiedene den elektronegativen Pol bildet.

2. Ausscheidung der Metalle aus ihren Verbindungen durch andere Metalle bei höherer Temperatur.

151. Da die meisten Metalle bei höherer Temperatur sich mit einander zu Legirungen vereinigen, so werden die Prozesse beim Glühen einer Metallverbindung mit einem unedleren Metall, das die Ausscheidung eines Metalles zur Folge haben sollte, in vielen Fällen dadurch gestört, dass sich diejenigen Theilchen von Metall, welche aus der Verbindung ausgeschieden werden, mit dem ausscheidenden Metalle legiren, und dieses zugleich in seiner Wirkung schwächen. Dieser Uebelstand würde hervortreten, wenn man z. B. Kupferoxyd mit Zink glühen wollte in der Erwartung Zinkoxyd und Kupfer zu erhalten, statt des letzteren würde Messing zum Vorschein kommen.

Dagegen kann man diese Ausscheidungsmethode mit Vortheil

anwenden, wenn das ausscheidende und das ausgeschiedene Metall keine Neigung haben sich zu legiren, z. B. Eisen mit Kalium, Natrium, Blei, Quecksilber, oder Natrium mit Magnesium oder Aluminium. Dieselben Prozesse finden auch in Bezug auf die Antimon- und Arsenverbindungen statt. Was die Rangstellung der einzelnen Metalle gegen einander in der Glühhitze anlangt, so hat im Allgemeinen die elektrische Spannungsreihe ihre Gültigkeit. Ausnahme macht besonders das Eisen, welches in einer gewissen Temperatur sogar unedler, d. h. elektropositiver ist, als das Kalium.

Die Metalle der alkalischen Erden und der Erden lassen sich im Allgemeinen am Zweckmässigsten aus ihren Haloïdsalzen durch Glühen mit Natrium ausscheiden.

Um Magnesium, welches in neuerer Zeit wegen seiner bedeutenden Leuchtkraft Anwendung gefunden hat, darzustellen, kann man Magnesiumchlorid mit Natrium glühen. $MgCl_2 + 2Na = Mg + 2NaCl$. In neuerer Zeit wendet man zur Darstellung des Magnesiums das in dem Salzbergwerke Stassfurth vorkommende Mineral Carnallit $\left.\begin{matrix}K\\Mg\end{matrix}\right\}Cl_3, 6H_2O$ an.

Das Aluminium stellt man ähnlich wie das Magnesium aus den Haloïdsalzen desselben durch Glühen mit Natrium dar unter einer Decke von Natriumchlorid: $(Al_2)Cl_6 + 6Na = 2Al + 6NaCl$. Vortheilhaft wendet man zu diesem Zwecke auch den in Grönland vorkommenden Kryolith, Natriumaluminiumfluorid, an: $\left.\begin{matrix}Na_6\\(Al_2)\end{matrix}\right\}Fl_{12} + 6Na = 2Al + 12NaFl$.

Wenn Quecksilbersulfid (Zinnober) mit Eisen geglüht wird, am besten so, dass die Zinnoberdämpfe durch glühendes Eisen streichen müssen, so entsteht Schwefeleisen und Quecksilber: $HgS + Fe = FeS + Hg$.

Auch Bleisulfid wird durch Eisen beim Glühen zersetzt; wenn man die Hitze so hoch steigert, dass das entstehende Schwefeleisen schmilzt, so erhält man im untern Theile des Tiegels Blei, und darüber das Schwefeleisen: $PbS + Fe = FeS + Pb$.

Schwefelantimon und Schwefelarsen verhalten sich ganz ähnlich wie die Metallverbindungen, indem sie ebenfalls durch Glühen mit Eisen zersetzt werden: $As_2S_3 + 3Fe = 3FeS + 2As$; $Sb_2S_3 + 3Fe = 3FeS + 2Sb$.

Sogar dem Kaliumhydroxyd entzieht Eisen in der Weiss-

glühhitze den Sauerstoff, wodurch Wasserstoff und Kalium frei wird; das Kalium destillirt und muss unter Steinöl aufgefangen werden: $4HKO + 3Fe = 4H + 4K + Fe_3O_4$.

3. Zersetzung des Wassers mit Metallen.

152. Mit Ausnahme der edeln Metalle (Quecksilber, Silber, Platin, Gold u. s. w.) zersetzen die Metalle das Wasser, so dass Wasserstoff frei wird und sich ein Metalloxyd oder ein Metallhydroxyd bildet. Die Temperatur, bei welcher die Zersetzung vor sich geht, ist sehr verschieden: Kalium und Natrium wirken schon bei gewöhnlicher Temperatur; die Metalle der alkalischen Erden (Calcium, Baryum, Strontium), sowie Magnesium und Mangan bei Temperaturen bis 100° C.; Eisen, Kobalt, Nickel, Chrom, Zink, Zinn, Kadmium u. a. in dunkeler Rothglühhitze; Kupfer, Blei, Wismuth erst in der Weissglühhitze. Bei niederen Temperaturen entstehen Hydroxyde, bei höheren (in welchen die Hydroxyde nicht bestehen können) Metalloxyde.

Wenn Kalium auf Wasser geworfen wird, so zieht es unter bedeutender Wärmeentwickelung Sauerstoff des Wassers an und verwandelt sich in Kaliumhydroxyd, welches sich in dem überschüssigen Wasser auflöst; findet der Prozess bei Zutritt von atmosphärischer Luft statt, so verbindet sich, durch die hohe Temperatur veranlasst, der Wasserstoff sowohl, als auch ein Theil des verdampfenden Kaliums mit dem Sauerstoff der Luft unter Erscheinung einer violetten Flamme. Bei Luftabschluss erscheint der Wasserstoff frei. $H_2O + K = HKO + H$.

Weniger stürmisch als Kalium wirkt Natrium. Auf Wasser geworfen zersetzt es dasselbe, doch verbindet sich der freiwerdende Wasserstoff, da die Temperatur nicht hoch genug ist, unter gewöhnlichen Umständen nicht mit dem Sauerstoff der Luft, ebenso wenig wie das Natrium. Um den Wasserstoff zu erhalten, lässt man zweckmässig in einen mit Wasser gefüllten und umgekehrt in Wasser stehenden Glascylinder ein Stückchen Natrium aufsteigen; durch das sich ausscheidende Wasserstoffgas wird das Wasser aus dem Gefässe herausgedrängt. $H_2O + Na = HNaO + H$.

Wenn Wasserdämpfe über glühendes Eisen geleitet werden, so zersetzen sich die beiden Stoffe in der Weise, dass Eisenoxyduloxyd und Wasserstoff entsteht. $4H_2O + 3Fe = Fe_3O_4 + 8H$. Es ist

hier zu bemerken, dass umgekehrt Eisenoxyduloxyd und Wasserstoff sich bei derselben Temperatur in Eisen und Wasser zersetzen. Die Erklärung für diesen Fall der reciproken Wahlverwandtschaft ist wahrscheinlich in dem verschiedenen Mengenverhältniss und der raschen Entfernung der neugebildeten Gase zu suchen.

4. Zersetzung der Sauerstoffverbindungen mit Wasserstoffgas bei höherer Temperatur.

153. Der Wasserstoff zeichnet sich bei höherer Temperatur durch seine grosse Verwandtschaft zum Sauerstoff aus, und ist daher fähig vielen Sauerstoffverbindungen, welche mit ihm geglüht werden, den Sauerstoff zu entreissen und Wasser zu bilden. Was zunächst die Metalloxyde anlangt, so entzieht der Wasserstoff der Thonerde, den alkalischen Erden und den Alkalien auch in der heftigsten Glühhitze keinen Sauerstoff; andere Oxyde werden durch Glühen mit Wasserstoff nicht völlig zu Metall reducirt, sondern nur auf niedere Oxydationsstufen zurückgeführt; z. B. zersetzt sich Manganoxyd mit Wasserstoff in Manganoxydul und Wasser: $Mn_2O_3 + 2H = 2MnO + H_2O$; die Oxyde von Eisen, Zinn, Zink, Kobalt, Nickel, Blei, Kupfer u. a. werden durch Glühen mit Wasserstoff in reines Metall und Wasser zersetzt. Da die Metalle Eisen, Zink und einige andere bei demselben Grade der Glühhitze auch das Wasser zersetzen, so findet hier reciproke Affinität statt, welche durch Einwirkung verschiedener Mengenverhältnisse zu erklären ist.

Ausser den Oxyden der Metalle werden auch Sauerstoffsalze durch Glühen mit Wasserstoff zersetzt, z. B. Baryumsulfat in Baryumsulfid und Wasser: $BaSO_4 + 8H = BaS + 4H_2O$.

Wenn man über Kupferoxyd, welches in einer Glasröhre geglüht wird, trockenes Wasserstoffgas leitet, so reducirt sich das Kupferoxyd zu Kupfer: $CuO + 2H = Cu + H_2O$.

Leitet man Wasserstoffgas über Eisenoxyd, welches in einer Glasröhre geglüht wird, so erhält man reines Eisen und Wasser; das hierdurch gewonnene Eisen ist, wenn die Temperatur nicht übermässig hoch war, in einem so fein porösen Zustande, dass es beim Aussetzen an die atmosphärische Luft durch Verdichtung der Gase selbst glühend heiss wird und sich mit dem Sauerstoff zu Eisenoxyd verbindet. Die Gleichung für die Reduktion des Eisenoxyds durch Wasserstoff ist: $Fe_2O_3 + 6H = 2Fe + 3H_2O$.

Anstatt des Wasserstoffs kann man auch Kohlenwasserstoff zur Reduktion der Metalloxyde anwenden, wobei zugleich der Kohlenstoff reducirend wirkt.

5. Zersetzung der Sauerstoffverbindungen mit Kohlenstoff bei höherer Temperatur.

154. Der Kohlenstoff zeigt bei gewöhnlicher Temperatur, indem er sich unverändert an der atmosphärischen Luft hält, keine Verwandtschaft zum Sauerstoff; in der Hitze dagegen ist sie so gross, dass er auch die stärksten Verbindungen, wie z. B. die Alkalien, zersetzt. Seine Einwirkung bezieht sich auf Sauerstoffverbindungen von jedem Charakter: Wasser, Säuren, Metalloxyde, Salze.

Wird Wasserdampf über glühende Kohle geleitet, so zersetzen sich beide Stoffe in ein Gemenge von Wasserstoff, Kohlenoxydgas und Kohle. Da nun Wasserstoffgas und Kohlenoxydgas mit Flamme brennen, Kohlenstoff dagegen ohne Flamme glüht, so kann man durch Besprengen der glühenden Kohlen mit Wasser flammendes Feuer erzeugen.

Salpetersäureanhydrid zersetzt sich mit glühenden Kohlen in Kohlensäure und Stickstoff: $2N_2O_5 + 5C = 4N + 5CO_2$. Dagegen zersetzt sich wässerige Salpetersäure, mit Kohle gekocht, in Kohlensäure und niedere Oxydationsstufen des Stickstoffs.

Schwefelsäure H_2SO_4 über glühende Kohlen geleitet zersetzt sich in Schwefel, Wasserstoffgas, Kohlenoxydgas und Kohlensäure. Wird dagegen Kohle in flüssiger Schwefelsäure erhitzt, so zersetzen sie sich in Kohlensäure, Schwefligsäureanhydrid und Wasser: $2H_2SO_4 + C = 2H_2O + 2SO_2 + CO_2$.

Schwefligsäureanhydrid zerfällt mit glühenden Kohlen in Schwefel und Kohlensäure: $SO_2 + C = S + CO_2$.

Wenn Phosphorsäureanhydrid P_2O_5 mit Kohle in thönernen oder eisernen Retorten stark geglüht wird, so zerlegt es sich in Phosphor und Kohlenoxydgas: $P_2O_5 + 5C = 2P + 5CO$. Zum Zweck der fabrikmässigen Darstellung des Phosphors wird Calciummetaphosphat CaP_2O_6, welches durch Behandlung von Knochen mit Schwefelsäure und Abdampfen sowie Glühen des Auszuges erhalten worden ist, mit Kohle fein gemengt und in einer irdenen Retorte der Weissgluth ausgesetzt; der entstehende Phosphordampf

und das Kohlenoxydgas geht durch ein Kupferrohr in ein Gefäss mit Wasser, worin der Phosphordampf condensirt wird. Durch diesen Prozess wird nicht aller Phosphor gewonnen, sondern ein Theil desselben wird noch durch das Calcium in einem basischen Phosphat gebunden. Die Gleichung für diesen Prozess ist: $3CaP_2O_6 + 10C = Ca_3P_2O_8 + 10CO + 4P$.

Wird Kohlensäureanhydrid über glühende Kohlen geleitet, so verwandeln sich beide in Kohlenoxydgas: $CO_2 + C = 2CO$. Dieser Prozess ist von grosser Bedeutung für die Reduktion der Sauerstoffverbindungen durch Kohlenstoff, insofern dadurch erklärt wird, wie auch durch grössere Stücke Kohle, welche mit Sauerstoffverbindungen geglüht werden, auch diejenigen Theile reducirt werden, welche gar nicht in unmittelbare Berührung mit ihr kommen, insofern als die zuerst entstandene Kohlensäure durch glühende Kohle zu Kohlenoxydgas reducirt wird und dieses letztere, welches als Gas in seinen Bewegungen weniger gehindert ist, mit den entfernteren Theilen der Sauerstoffverbindung sich zersetzen kann. Auch erklären sich durch die gegenseitige Einwirkung der Kohle und Kohlensäure die Vergiftungen durch Kohlenoxydgas, veranlasst durch frühzeitiges Schliessen der Ofenklappen.

Wenn man ein Stückchen arsenige Säure in eine unten zugeschmolzene Glasröhre bringt und darüber einige Kohlensplitter legt, hierauf zuerst die Kohle bis zum Glühen und sodann die arsenige Säure erhitzt, so wird der Dampf der letzteren, indem er durch die glühende Kohle streicht, reducirt und das regulinische Arsen setzt sich in Form eines dunkelen Metallspiegels an den kälteren Theil des Glases an: $As_2O_3 + 3C = 4As + 3CO$.

Die Metalloxyde werden mit Ausnahme der alkalischen Erden durch Kohle zersetzt; dabei bildet sich entweder Kohlenoxydgas oder Kohlensäureanhydrid — ersteres, wenn die Zersetzung bei starker Glühhitze, letzteres, wenn sie bei gelinder Glühhitze vor sich geht; die Höhe der Temperatur scheint zu der Grösse der Affinität im Verhältniss zu stehen.

Von besonderer Bedeutung für die Gewerbe und das Leben überhaupt ist die Gewinnung des Eisens durch Glühen der sauerstoffhaltigen Erze mit Kohle im Hochofen. Ein solcher Hochofen ist ein Schachtofen von 30 bis 100 Fuss Höhe, dessen innerer Theil, der Kernschacht, die Gestalt von zwei mit ihren Basen aufeinander gesetzten abgestumpften Kegeln hat; der obere höhere Kegel heisst der Schacht, der untere die Rast. Der unterhalb der Rast lie-

gende Theil des Ofens zieht sich zu dem Gestell zusammen; in demselben findet in Folge der Einwirkung des Gebläses auf das Brennmaterial die grösste Hitze und hierdurch die Schmelzung des Eisens statt. In dem unteren Theil des Gestelles, dem sogenannten Eisenkasten, sammelt sich in zwei Schichten übereinander das Eisen und die Schlacke, beide in geschmolzenem Zustande; beide werden von Zeit zu Zeit abgelassen. Die obere Oeffnung des Ofens, durch welche das Brennmaterial und die Beschickung eingeführt werden, heisst die Gicht. Der chemische Prozess der Eisenreduction wird nun in folgender Weise eingeleitet. Man wendet zur Darstellung des Eisens die Oxyde und das Carbonat derselben an, — nicht die Schwefelverbindungen, weil schon kleine Beimengungen von Schwefel einen nachtheiligen Einfluss auf die Eigenschaften des zu erzielenden Metalles äussern. Häufig werden die Erze zuerst geröstet, theils um Schwefel, Kohlensäure, Wasser zu entfernen, theils um sie zu lockern und der reducirenden Wirkung des Kohlenstoffs und des Kohlenoxydgases leichter zugänglich zu machen. Da die Erze ferner meist fremde Bestandtheile, als Thon, Quarz, Kalk enthalten, welche zum Theil das Eisenoxyd umhüllen und gegen die Einwirkung der reducirenden Stoffe schützen würden, so muss dafür gesorgt werden, dass diese Stoffe mit dem Eisen bei gleicher Temperatur schmelzen; man setzt daher nach Bedürfniss, wenn die Verunreinigungen namentlich aus schwerschmelzbarem Quarz bestehen sollten, Kalk, und wenn sie aus Kalk bestehen sollten, quarzhaltige Stoffe hinzu; diese Substanzen schmelzen zu Silicaten, Schlacken zusammen, und bedecken, nachdem die Reduktion stattgefunden hat, das geschmolzene Eisen. Das mit den gehörigen Zuschlägen gemengte Eisenerz nennt man die Beschickung. Wird nun der Hochofen in Betrieb gesetzt, so wird zuerst in den untern Raum eine bedeutende Menge Brennmaterial, Coaks, zur Nahrung des angezündeten Feuers eingetragen und hierauf schichtenweise die Beschickung und Coaks oder Holzkohle (in besonderen Fällen auch Anthracit) durch die Gicht eingetragen, bis der Ofen bis oben gefüllt ist; in dem Maasse als der Inhalt des Schachtes zusammensinkt, wird neues Material hinzugefügt, und so lange hiermit fortgefahren, bis das Bedürfniss eine Reparatur oder sonstige Umstände eine Unterbrechung verlangen. Die Zeit, während welcher ein Hochofen in ununterbrochenem Betriebe ist (oft mehrere Jahre), nennt man eine Campagne. Die Reduction der Eisenerze findet in der Weise statt, dass zuerst durch die Einwirkung des Gebläses auf den Kohlenstoff

Kohlensäure entsteht ($C + 2O = CO_2$); indem sodann diese Kohlensäure durch eine höhere Schicht glühender Kohle streicht, wird sie zu Kohlenoxydgas reducirt ($CO_2 + C = 2CO$), und indem dieses Kohlenoxydgas mit dem Eisenerz z. B. Eisenoxyd zusammentrifft, so zersetzen sich beide in Kohlensäure und Eisen: $(Fe_2)O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$. Die hierdurch gebildete Kohlensäure wird sodann durch glühende Kohle wiederum zu Kohlenoxyd desoxydirt und so setzt sich der Prozess von Schicht zu Schicht fort, indem er an dem untern Ende des Hochofens Eisen und Schlacke, an dem oberen Ende die Gichtgase, welche namentlich aus Kohlenoxydgas, Wasserstoff und Kohlenwasserstoff bestehen, ausscheidet. Letztere verbrennen entweder, indem sie an die Luft treten, oder werden in den Eisenhütten als Erwärmungsmittel verwerthet. Der im Hochofenprozess verwandte Kohlenstoff spielt eine doppelte Rolle, indem er einestheils durch seine Verbrennung die zur Reduction nöthige Wärme hervorbringt, anderntheils als Reductionsmittel wirkt.

Wenn Bleioxyd auf Kohle mit Hülfe des Löthrohrs erhitzt wird, so dass die dem Bleioxyd benachbarten Kohlentheile glühen, so zersetzen sich die beiden Substanzen unter Aufschäumen des schmelzenden Bleioxyds in Blei und Kohlensäure: $2PbO + C = 2Pb + CO_2$. Derselbe Prozess kann auch bei nicht allzustarker Hitze im Thontiegel vorgenommen werden, wenn man Bleioxyd mit feingepulverter Kohle gut mengt, und mit einem Zusatze von Kalium- oder Natriumcarbonat oder einem Gemenge beider glüht; der Zusatz hat den Zweck theils das reducirte Blei vor Luftzutritt zu schützen, theils auch diejenigen Substanzen, welche die Bleitröpfchen von einander getrennt halten, zu entfernen und dadurch das Zusammenfliessen derselben zu einer einzigen Masse zu bewirken.

In ähnlicher Weise wie Bleioxyd lässt sich auch Kupferoxyd durch Kohle oder kohlenstoffhaltige Substanzen (z. B. Sägespähne, Harze u. s. w.) reduciren, nur dass die Temperatur, um das Zusammenschmelzen der Kupfertheilchen zu veranlassen, etwas höher sein muss: $2CuO + C = 2Cu + CO_2$.

Zinkoxyd zerlegt sich beim Glühen mit Kohle in Zink und Kohlenoxydgas $ZnO + C = Zn + CO$; dabei ist aber zu beachten, dass Zink schon bei einer Temperatur von 800° verdampft; aus diesem Grunde ist die Reduction in einem Destillationsapparate auszuführen; dieser Apparat besteht gewöhnlich aus thönernen Gefässen, welche mit Zinkerz und Kohle gefüllt von aussen bis zur Weissglüh-

hitze erhitzt werden; die entweichenden Zinkdämpfe werden vermittelst Röhren weggeleitet und abgekühlt.

Von historischem Interesse ist die Bildung von Messing, wenn Kupfer mit Zinkdämpfen erhitzt wird. Den alten Griechen war das Kupfer und das Messing bekannt, obgleich sie das Zink nicht kannten. Sie wussten, dass, wenn Malachit (welcher durch Erhitzen in Kupferoxyd übergeht), in einem Ofen mit Kohlen erhitzt wird, gediegenes Kupfer entsteht, und ferner war ihnen bekannt, dass dieses Kupfer gelb gefärbt wird, wenn das Kupfererz mit einer gewissen weissen Erde, welche Cadmia genannt wurde, versetzt wird; worin diese gelbe Färbung bestand, im Besondern dass die Cadmia ein Metall enthielt, welches durch die Behandlung im Ofen ausgeschieden wird, war ihnen unbekannt; in neuerer Zeit ist der Beweis geführt worden, dass diese Cadmia Galmei (kohlensaures und kieselsaures Zinkoxyd) war. Im Kleinen lässt sich dieser Prozess ausführen, wenn man ein Gemenge von Kupferoxyd, Zinkoxyd, Kohle mit einem Flussmittel (z. B. kohlensaurem Natron) im Tiegel glüht. Die Zersetzungsprodukte sind Kohlenoxydgas und Messing. — Bringt man Zinkoxyd und Kohle auf den Boden eines Tiegels, schichtet darauf noch etwas Kohle, legt auf diese ein blankes Stück Kupfer, z. B. eine Kupfermünze, und bedeckt sie mit einer ferneren Schicht Kohle, so wird, nachdem man den Tiegel einer mässigen Glühhitze ausgesetzt hat, das Kupfer durch die Zinkdämpfe mehr oder weniger vollständig in Messing umgewandelt sein.

Die technische Darstellung des Zinns wird ähnlich derjenigen des Eisens in Schachtöfen ausgeführt, indem Zinnstein (SnO_2) mit Kohle einem starken Gebläsefeuer ausgesetzt wird.

Auch auf die Sauerstoffsalze wirkt der Kohlenstoff in der Glühhitze desoxydirend ein; dabei sind die Zersetzungsprodukte höchst mannigfach nach der Natur des elektronegativen Radikals und des Metalls.

Die Carbonate oder kohlensauren Salze verhalten sich, wenn sie mit Kohle geglüht werden, ähnlich wie die Oxyde, indem sie das Metall im regulinischen Zustande ausscheiden. Da alle kohlensauren Salze mit Ausnahme der alkalischen schon durch Glühen ohne Einwirkung eines andern Stoffes zersetzt werden, so scheiden diejenigen, in welchen die Kohlensäure nicht fest gebunden ist, z. B. die Verbindungen des Kupfers, Bleies, beim Glühen mit Kohle zuerst Kohlensäure aus, worauf die Kohle auf das Metalloxyd reducirend

wirkt; auf andere Carbonate wirkt die Kohle ein, noch ehe die Kohlensäure ausgeschieden ist, und zersetzt die Kohlensäure in Kohlenoxydgas; dies ist namentlich in Betreff der Carbonate der Alkalien der Fall. Kalium und Natrium stellt man daher häufig aus Kalium- und Natriumcarbonat dar, indem man sie sehr fein mit Kohle pulvert und in schmiedeeisernen Gefässen der Weissgluth aussetzt; die entstehenden Kaliumdämpfe werden durch ein schmiedeeisernes Rohr in Steinöl geleitet. Der Prozess wird durch die Gleichung ausgedrückt: $K_2CO_3 + 2C = 2K + 3CO$.

Die Sulfate oder schwefelsauren Salze werden durch Glühen mit Kohle unter Berücksichtigung des Temperaturgrades in verschiedener Weise zersetzt.

Die Sulfate der Alkalien zersetzen sich in der Weissglühhitze mit Kohle in Einfach-Schwefelmetalle und Kohlensäure, welche bei Gegenwart einer grösseren Menge Kohle auch eine Beimengung von Kohlenoxydgas enthält. $K_2SO_4 + 2C = K_2S + 2CO_2$. In der Rothglühhitze ist die Zersetzung nicht vollständig, so dass das entstehende Schwefelmetall auf 2 Atome Metall mehr als 1 Atom Schwefel enthält, und daher mit gelber Farbe in Wasser löslich ist.

In ganz ähnlicher Weise werden die Sulfate von Baryum, Strontium und Calcium zersetzt. $BaSO_4 + 4C = BaS + 4CO$; dieser Prozess ist namentlich zum Zweck der Bereitung der Baryum- und Strontiumverbindungen sehr wichtig, da die in der Natur am häufigsten vorkommenden Verbindungen dieser Metalle Sulfate sind, welche sich wegen ihrer Unlöslichkeit in Wasser und Säuren auf nassem Wege nicht zersetzen lassen.

Bleisulfat zersetzt sich mit Kohle, wenn diese in hinreichend grosser Menge zugesetzt wird um Kohlenoxydgas bilden zu können, und bei Anwendung von dunkeler Glühhitze, in Bleisulfid und Kohlenoxydgas: $PbSO_4 + 2C = PbS + 2CO_2$. Wendet man weniger Kohle an (auf 1 Molekül Bleisulfat 1 Atom Kohle), so wird bei dunkeler Rothglühhitze nur die Hälfte des Bleisulfats zersetzt ($2PbSO_4 + C = PbSO_4 + PbS + CO_2$); wird hierauf die Glühhitze gesteigert, so zersetzt sich Bleisulfat mit Schwefelblei in metallisches Blei und Schwefelsäureanhydrid; $PbSO_4 + PbS = 2Pb + 2SO_2$.

Die Sulfate von Zink und Magnesium zersetzen sich beim gelinden Erhitzen mit Kohle in die Anhydride von Schwefliger Säure, Kohlensäure und in Metalloxyd, z. B. $2MgSO_4 + C = 2MgO + CO_2 + 2SO_2$. Schwefelsaures Eisenoxydul mit Kohle gelinde erhitzt

zersetzt sich in Kohlensäure, Schweflige Säure und Eisenoxyd: $4FeSO_4 + C = 2Fe_2O_3 + 4SO_2 + CO_2$. Bei starker Hitze zerlegt sich Zinksulfat in Zinksulfid und Kohlensäure; in ähnlicher Weise zerlegt sich auch das schwefelsaure Eisenoxydul mit Kohle in starker Glühhitze.

Kupfersulfat zersetzt sich bei schwacher Hitze mit Kohle in die Anhydride von Kohlensäure und Schwefliger Säure und metallisches Kupfer: $CuSO_4 + C = Cu + SO_2 + CO_2$. Aehnlich verhalten sich die Sulfate von Quecksilber und Silber.

Die Nitrate geben beim Erhitzen schon ohne Zusatz eines fremden Körpers Sauerstoff leicht ab, noch leichter thun sie dies bei Einwirkung von Kohle oder anderen Körpern, welche zum Sauerstoff grosse Affinität zeigen. Mit Kohle erhitzt zersetzen sich die Nitrate meist unter starker Explosion; dabei ist die Hitze, welche durch die chemische Verbindung des einen Theilchens erzeugt wird, so gross, dass derselbe Prozess dadurch allen übrigen Theilen mitgetheilt wird; die Explosion wird verursacht durch die bedeutende Menge Gas, namentlich Kohlensäure und Stickgas, welche plötzlich entsteht. Von besonderem Interesse ist wegen seiner so bedeutenden technischen Anwendung das Schiesspulver. Dasselbe besteht aus einem Gemenge von feingepulverter Holzkohle, Schwefel und Kohle, welches angefeuchtet mit Hilfe von Sieben in mehr oder weniger kleine Körner geformt wird. Die Zusammensetzung ist nach dem Zwecke, welchem das Pulver dienen soll, verschieden; bisweilen besteht es nur aus Kohle und Salpeter; meist ist die Zusammensetzung aber so, dass auf 75 Gewichtstheile Salpeter 12 Gewichtstheile Schwefel und 13 Gewichtstheile Kohle kommen, welches nach der Atomgewichtstafel 2 Moleküle Salpeter auf 1 Atom Schwefel und 3 Atome Kohle giebt. Die Zersetzung geschieht sodann, abgesehen von Unregelmässigkeiten, welche zum grössten Theile durch den in der Kohle häufig vorhandenen Wasserstoff oder durch ungleichmässige Mengung der Stoffe hervorgerufen werden, im Allgemeinen nach der Gleichung: $2KNO_3 + S + 3C = K_2S + 2N + 3CO_2$. Dem Raum nach entstehen aus 1 CC. Pulver (ungefähr 1 Gramm) 300 CC. Gas, welches sich bei der hohen Temperatur auf ungefähr 3000 CC. ausdehnt. Diese bedeutende Raumvermehrung verursacht die gewaltigen Wirkungen einer Pulverexplosion.

Wird Kohle mit andern Nitraten, z. B. Natriumnitrat, Bleinitrat u. s. w. gemischt und entzündet, so explodiren zwar die Gemische,

ihre Wirkung ist aber weit geringer als das Kaliumnitrat enthaltende Gemisch.

Aehnliche Zersetzung wie die Nitrate erleiden die Chlorate oder chlorsauren Salze, wenn sie mit Kohle erhitzt werden. Wird chlorsaures Kali mit Kohle oder andern brennbaren Körpern unmittelbar erhitzt oder gerieben oder geschlagen, so tritt eine heftige Explosion ein.

6. Oxydation der einfachen und zusammengesetzten Stoffe durch Salpetersäure, Chromsäure und Uebermangansäure.

155. Die Salpetersäure verdankt die Bedeutung, welche sie für die Chemie hat, namentlich dem Umstande, dass sie den grösseren Theil ihres Sauerstoffgehalts leicht an andere Stoffe, welche Verwandtschaft zum Sauerstoff zeigen, abgiebt. Die Resultate ihrer Wirkung sind höchst mannigfaltig: bei der Einwirkung auf einfache und zusammengesetzte Stoffe, welche nicht elektropositive Salzradikale, also keine Metalle sind oder sich nicht in solche umwandeln können, entstehen Sauerstoffverbindungen von verschiedenem Charakter, dagegen ist das Resultat der Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle oder Metallverbindungen fast stets ein Salz. Die Beschaffenheit des Stoffes, in welchen sich die Salpetersäure zersetzt, ist von mannigfachen Umständen abhängig, theils von der Affinität des zweiten Stoffes zum Sauerstoff der Salpetersäure, theils von der Temperatur, theils von der Concentration der Säure; die Zersetzungsprodukte sind hiernach bald Stickstoffsuperoxyd NO_2, bald Stickoxydgas NO, bald Stickstoffoxydul N_2O, bald Stickgas N, in einigen Fällen sogar bilden sich aus dem Wasserstoff der Säure, an dessen Stelle ein Metall tritt und einem Theile des Stickstoffs Ammoniumverbindungen; öfters bilden sich auch Gemenge mehrerer der genannten Gase. Im Durchschnitt ist die Bildung von Stickoxydgas die gewöhnlichste.

Von den Nichtmetallen sind Sauerstoff, Stickstoff, Brom, Chlor und Silicium ohne Einwirkung auf Salpetersäure, der Wasserstoff verwandelt sich in Wasser und die übrigen in Säuren; in gleicher Weise verhalten sich einige Metalle, namentlich Zinn. Von den übrigen Metallen wirken Gold (im reinen Zustande), Platin und einige andere nicht auf Salpetersäure ein, die meisten bilden mit denselben Nitrate. Die zusammengesetzten Körper verhalten sich in

sehr mannigfacher Weise gegen Salpetersäure; diejenigen welche fähig sind Sauerstoff aufzunehmen, werden dadurch bisweilen in mehrere Stoffe zersetzt.

Wasserstoff wirkt bei gewöhnlicher Temperatur nicht auf Salpetersäure ein, dagegen zersetzen sich beide in der Glühhitze unter Verpuffung in Wasser und Stickstoff: $5H + HNO_3 = 3H_2O + N$.

Kohle im rothglühenden Zustande zersetzt ebenfalls die Salpetersäure unter Bildung von Kohlensäureanhydrid, Stickstoff und Wasser: $4HNO_3 + 5C = 2H_2O + 5CO_2$.

Phosphor und wässerige Salpetersäure längere Zeit erwärmt zersetzen sich in Phosphorsäure und Stickoxydgas: $5HNO_3 + 3P + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$.

Wenn Schwefel längere Zeit mit Salpetersäure gekocht wird, so bildet sich Schwefelsäure und Stickoxydgas: $2HNO_3 + S = H_2SO_4 + 2NO$. Dieser Prozess könnte die Grundlage für die technische Darstellung der Schwefelsäure abgeben, wenn nicht ein Theil des in der Schwefelsäure enthaltenen Sauerstoffs billiger aus der atmosphärischen Luft zu beziehen wäre. Da sich der Schwefel, wenn er an der atmosphärischen Luft erhitzt wird, in Schwefligsäureanhydrid umwandelt ($S + 2O = SO_2$), und dieses letztere sich mit Salpetersäure in Schwefelsäure und Stickstoffsuperoxyd zersetzt ($SO_2 + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO_2$), so würde hierdurch das Ziel schon bedeutend näher gerückt sein. Da nun ferner das Stickstoffsuperoxyd mit Wasser sich in Salpetersäure und Stickoxydgas zersetzt ($3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$), so kann die wieder erzeugte Salpetersäure auf einen neuen Theil Schwefligsäureanhydrid wirken; andererseits oxydirt sich das Stickoxydgas durch Sauerstoff in Stickstoffsuperoxyd ($NO + O = NO_2$) und indem dieses mit Wasser sich wiederum in Salpetersäure und Stickoxydgas zersetzt, wiederholen sich die Prozesse in der genannten Reihenfolge fort und fort, vorausgesetzt dass ein gehöriger Vorrath von Schwefligsäureanhydrid und Sauerstoff vorhanden ist, während das im Anfange wirkende Quantum von Salpetersäure fortwährend Sauerstoff abgiebt und sich durch Aufnahme von Sauerstoff aus der Luft wieder neu erzeugt. Bei der technischen Darstellung der Schwefelsäure finden also in fortwährender Wiederholung folgende Prozesse statt:

$$\begin{aligned} 2HNO_3 + SO_2 &= H_2SO_4 + 2NO_2 \\ 3NO_2 + H_2O &= 2HNO_3 + NO \\ NO + O &= NO_2. \end{aligned}$$

Wenn man den Sauerstoff rein in den Zersetzungsapparat einführte, zugleich mit reinem Schwefligsäureanhydrid und Wasserdampf, so würde man mit einer kleinen Mengé Salpetersäure unbeschränkt grosse Mengen Schwefelsäure darstellen können; da man aber aus Gründen der Kostspieligkeit statt des Sauerstoffs atmosphärische Luft anwendet, und das Schwefligsäureanhydrid ebenfalls mit Hülfe der Einwirkung von atmosphärischer Luft bildet, so würde sich der Apparat bald mit Stickstoff füllen und der Prozess in Stocken gerathen. Um dies zu vermeiden wird an der Stelle des Apparats, welcher von dem Schwefelofen am weitesten entfernt ist, ein Schornstein angebracht, so dass durch Zug der Stickstoff entfernt wird; zu gleicher Zeit aber werden hierdurch auch etwas Salpetersäure und ihre Zersetzungsprodukte fortgerissen; dieser Umstand macht es nöthig, dass dem Apparate fortwährend etwas Salpetersäure zugeführt werden muss. Im Grossen stellt man die Schwefelsäure in geräumigen mit Blei ausgeschlagenen Kammern dar. Da dies Verfahren früher vornehmlich in England angewandt wurde, so erhielt die so gewonnene Schwefelsäure im Gegensatz zur rauchenden oder dem sogenannten Nordhäuser Vitriolöl den Namen englische Schwefelsäure.

Chlor wirkt auf Salpetersäure nicht ein; dagegen zersetzt sich Chlorwasserstoff mit Salpetersäure in der Weise, dass der Wasserstoff durch einen Theil des Sauerstoffs der Salpetersäure zu Wasser oxydirt wird, während das Chlor zum Theil mit Stickstoffoxyd eine Verbindung $NOCl_2$ eingeht, und ein anderer Theil frei wird, jedoch in der Flüssigkeit gelöst bleibt. Da aus der genannten Verbindung beim Erwärmen oder bei Einwirkung verschiedener Körper ebenfalls Chlor frei wird, so wird ein Gemisch von Salpetersäure und Salzsäure unter dem Namen Königswasser angewandt, um Chlorverbindungen zu erzeugen. Hierüber wird später mehr verhandelt werden.

Arsen und Antimon mit Salpetersäure behandelt verwandeln sich in Arsensäure und Antimonsäure; dasselbe findet statt, wenn Arsenige Säure oder Antimonoxyd mit Salpetersäure behandelt werden.

Wenn Zinn mit mässig starker Salpetersäure behandelt wird, so entsteht Zinnsäure und Stickoxydgas.

Die meisten übrigen Metalle, welche das Bestreben haben Nitrate zu bilden, veranlassen die Salpetersäure eine doppelte Rolle zu spielen: 1) diejenige der Säuren, d. h. derjenigen Stoffe, aus welchen Salze entstehen, wenn ihr Wasserstoff durch ein elektropositives

Radikal (meist ein Metall) ersetzt wird, 2) als Oxydationsmittel des ausgeschiedenen Wasserstoffs und zwar in dem Verhältniss, dass aus 2 Molekülen Salpetersäure 3 Atome Sauerstoff austreten ($2HNO_3 = H_2N_2O_6 = H_2O + 2NO + 3O$), welche sich mit dem Wasserstoff von 6 Molekülen Salpetersäure verbinden; die Stelle der 6 Atome Wasserstoff wird z. B. durch 3 Atome des zweiwerthigen Kupfers oder durch 6 Atome des einwerthigen Silbers eingenommen. Es finden also z. B. bei der Auflösung von Kupfer in Salpetersäure oder bei der Verwandlung von Salpetersäure in Kupfernitrat folgende 2 Prozesse nebeneinander statt: 1) $6HNO_3 + 3Cu (= H_6N_6O_{18} + 3Cu) = Cu_3N_6O_{18} + 6H = 3CuN_2O_6 + 6H$, und 2) $6H + 2HNO_3 (= 6H + H_2N_2O_6) = 4H_2O + 2NO$; beide Prozesse zusammengefasst ergeben die Gleichung: $8HNO_3 + 3Cu (= 6HNO_3 + 2HNO_3 + 3Cu) = 3CuN_2O_6 + 4H_2O + 2NO$.

Das Kupfer löst sich in mässig starker Salpetersäure schon bei gewöhnlicher Temperatur, schneller beim Erwärmen leicht zu Kupfernitrat auf unter Ausscheidung von Stickoxydgas. Das beim Auflösen von Kupfer gewonnene Stickoxydgas ist fast ganz rein; fängt man es über Wasser in einem luftfreien Gefässe auf, und lässt hierauf Luft hinzutreten, so verwandelt es sich in Stickstoffsuperoxyd.

Wird Quecksilber mit Salpetersäure behandelt, so bildet sich bei Einwirkung von viel Quecksilber und niedriger Temperatur diatomes Quecksilbernitrat (Mercuronitrat oder salpetersaures Quecksilberoxydul): $6Hg + 6HNO_3 + 2HNO_3 = 3(Hg_2)N_2O_6 + 4H_2O + 2NO$. Wird dieses Salz mit Salpetersäure gekocht, oder wird Quecksilber sogleich vom Anfange an mit heisser überschüssiger Salpetersäure behandelt, so entsteht salpetersaures Quecksilberoxyd oder Mercurinitrat.

Blei wirkt ebenfalls leicht auf die Salpetersäure zersetzend ein; da das Nitrat sich nicht besonders leicht in Wasser löst, so befördert ein reichlicher Zusatz von Wasser die Zersetzung; aus der Lösung scheiden sich beim Abdampfen oder Abkühlen ziemlich grosse Octaëder ab: $6HNO_3 + 3Pb + 2HNO_3 = 3PbN_2O_6 + 4H_2O + 2NO$.

Silber löst sich ebenfalls leicht in Salpetersäure und krystallisirt aus der farblosen Lösung in grossen farblosen Tafeln des rhombischen Systems heraus: $3HNO_3 + 3Ag + HNO_3 = 3AgNO_3 + 2H_2O + NO$.

Wird Zink in concentrirter Salpetersäure aufgelöst, so bildet sich unter Ausscheidung von Stickoxydgas Zinknitrat, also entsprechend der Zersetzung der Salpetersäure durch Kupfer; löst man hingegen Zink in sehr verdünnter Säure auf, so entsteht statt des Stickoxydgases Stickstoffoxydul.

Eisen bildet mit concentrirter (namentlich heisser) Salpetersäure salpetersaures Eisenoxyd (Ferrinitrat) und Stickoxydgas: $2Fe + 6HNO_3 + 2HNO_3 (= 2Fe + H_6N_6O_{18} + H_2N_2O_6) = (Fe_2)N_6O_{18} + 4H_2O + 2NO$; wird dagegen Eisen in sehr verdünnter Salpetersäure aufgelöst, so entweicht kein Gas, sondern es bildet sich eine Mischung von salpetersaurem Eisenoxydul mit salpetersaurem Ammoniumoxyd (Ferronitrat und Ammoniumnitrat): $8Fe + 20HNO_3 + 3H_2O (= 8Fe + H_{16}N_{16}O_{48} + H_4N_4O_{12} + H_6O_3) = 8FeN_2O_6 + 2(NH_4)NO_3 + 9H_2O$.

Da die Eisenoxydulverbindungen oder die Ferroverbindungen das Bestreben haben, sich mit Sauerstoff in Eisenoxydverbindungen oder Ferriverbindungen umzuwandeln, so nehmen sie bei Zusatz von Salpetersäure leicht Sauerstoff aus denselben auf und zersetzen diese in Wasser und Stickoxydgas. Wenn man z. B. zu einer Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul (Ferrosulfat) Salpetersäure und Schwefelsäure hinzufügt und zum Sieden erhitzt, so wird es unter anfänglicher Bräunung, hierauf unter Aufschäumen der Flüssigkeit in schwefelsaures Eisenoxyd (Ferrisulfat) und Stickoxydgas umgewandelt: $6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 (= Fe_6S_6O_{24} + H_6S_3O_{12} + H_2N_2O_6) = 3(Fe_2)S_3O_{12} + 4H_2O + 2NO$.

Wenn ferner ein Ferrohaloïdsalz z. B. Eisenchlorür $FeCl_2$ mit Salpetersäure behandelt wird, so wird bei gleichzeitigem Zusatz von Salzsäure das Ferrisalz (Eisenchlorid) gebildet, und Wasser, sowie Stickoxydgas ausgeschieden; würde der Zusatz von Salzsäure nicht gemacht werden, so würde sich ein Gemisch von Eisenchlorid mit Ferrinitrat bilden, da sich ein Theil der Salpetersäure eines entsprechenden Theiles Eisens bemächtigen würde. Die Gleichung für die Verwandlung von Eisenchlorür in Eisenchlorid durch Salpetersäure ist: $6FeCl_2 + 6HCl + 2HNO_3 = 3(Fe_2)Cl_6 + 2NO + 4H_2O$.

Das Chromsäureanhydrid CrO_3 und die Uebermangansäure $HMnO_4$ wirken ähnlich wie die Salpetersäure oxydirend, wobei sich ersteres zu Chromoxyd und die letztere meist zu Mangansuperoxyd desoxydirt.

7. Bildung von Salzen durch Einwirkung der concentrirten Schwefelsäure auf Metalle bei höherer Temperatur.

156. Die Metalle wirken mit Ausnahme von Kalium und Natrium auf concentrirte Schwefelsäure H_2SO_4 bei gewöhnlicher Temperatur gar nicht ein; die beiden genannten Metalle, welche von allen in der elektrischen Spannungsreihe die elektropositivsten Radikale sind, treten durch Substitution an die Stelle von H_2, so dass $H_2SO_4 + 2K = K_2SO_4 + 2H$ wird.

Alle übrigen Metalle haben bei gewöhnlicher Temperatur nicht so viel Verwandtschaft zu SO_4 als Wasserstoff hat; wird aber die Temperatur erhöht, so vermindert sich die Verwandtschaft des Wasserstoffs zu SO_4, während die Verwandtschaft des Wasserstoffs zu Sauerstoff in geringerem Grade abnimmt, daher substituirt sich bei Gegenwart von zwei Molekülen Schwefelsäure und einem Molekül Kupfer das letztere für den Wasserstoff des einen Moleküls Schwefelsäure, so dass sich dadurch Kupfersulfat bildet, während der freigewordene Wasserstoff sich im Entstehungsmomente mit einem Atom Sauerstoff des zweiten Moleküls Schwefelsäure verbindet und den Rest dadurch in Wasser und Schwefligsäureanhydrid zersetzt. Die Gleichung für diesen Prozess ist hienach: $H_2SO_4 + H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$. Wenn man daher Kupfer in concentrirter Schwefelsäure bis zum Sieden erhitzt und das Gefäss mit einem Gasentwickelungsrohre und einer gesperrten Vorlage versieht, so erhält man in der Retorte wasserfreies Kupfersulfat, während durch das Gasleitungsrohr Wasserdampf und Schwefligsäureanhydrid fortgeht, von denen ersteres sich in dem vorgeschlagenen Wasser verdichtet, das letztere aber sich in der Vorlage als Gas ansammelt. Ein kleiner Theil des Kupfers reducirt einen entsprechenden Theil der Schwefelsäure zu Schwefel, welcher sich mit einem anderen Theile Kupfer verbindet.

Ganz ähnlich der Einwirkung der Schwefelsäure auf das Kupfer ist die Einwirkung derselben auf andere Metalle, im Besondern auf Quecksilber, Silber; Blei wird, da das Bleisulfat sehr schwierig löslich ist, nur langsam angegriffen; Gold, Platin und einige andere Metalle äussern auf Schwefelsäure gar keine Einwirkung.

Wird Silber mit Schwefelsäure erhitzt, so bildet sich Silbersulfat und Schwefligsäureanhydrid: $2H_2SO_4 + 2Ag = Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$. Man benutzt diese Reaction zur Scheidung des Silbers von Gold aus Legirungen, die nur sehr wenig Gold enthalten. Werden

solche Legirungen mit Schwefelsäure erhitzt, so löst sich das Silber auf, während das Gold zurückbleibt. Ist hingegen der Goldgehalt einigermaassen bedeutend, so wirkt die Schwefelsäure nur sehr schwierig auf die Legirung ein; in diesem letzteren Falle wird die Scheidung der beiden Metalle besser durch Salpetersäure (Scheidewasser) ausgeführt.

8. Bildung von Salzen durch Zersetzung der wässerigen Schwefelsäure und Salzsäure durch Metalle bei niederer Temperatur.

157. Nur die unedelen Metalle zersetzen die wässerige Schwefelsäure und Salzsäure bei gewöhnlicher oder wenig erhöhter Temperatur, und zwar in der Weise, dass das Metall an die Stelle des freiwerdenden Wasserstoffs der Säure tritt. Diese Metalle sind ausser den sogenannten leichten Metallen namentlich noch Mangan, Eisen, Nickel, Kobalt, Zink, Kadmium, Zinn; man bezeichnet sie gewöhnlich mit dem Ausdrucke wasserzersetzende Metalle. Zu bemerken ist hierbei noch, dass diejenigen Metalle, welche mit Sauerstoff nur schwache Basen geben, wie z. B. Aluminium und Zinn, auf wässerige Schwefelsäure weniger als auf Salzsäure einwirken. Die Auflösung der Metalle in den genannten Säuren kann zweckmässig als Methode der Darstellung von Wasserstoff dienen.

Wenn Zink mit Salzsäure übergossen wird, so entsteht unter heftigem Aufbrausen Zinkchlorid und Wasserstoff; letzteres kann durch passende Gasleitung aufgefangen werden, während ersteres sich in dem überschüssigen Wasser ohne Farbe auflöst: $2HCl + Zn = ZnCl_2 + 2H$.

Uebergiesst man Zink mit wässeriger Schwefelsäure, so entsteht Zinksulfat, welches sich in dem Wasser ohne Farbe auflöst, und Wasserstoff. Durch Abdampfen der Lösung kann man das Zinksulfat krystallisirt erhalten. $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + 2H$.

Stellt man dieselben Versuche mit Eisen an, so geht die Gasentwickelung unter gleichen Umständen etwas langsamer vor sich; die entstehenden Stoffe sind Wasserstoff, Eisenchlorür oder Eisensulfat (schwefelsaures Eisenoxydul), letztere sind von schwach blaugrüner Farbe; das Wasserstoffgas, welches durch Einwirkung von kohlenstoffhaltigem Eisen erzielt wird, hat einen unangenehmen Geruch, welcher von einer Beimengung eines Kohlenwasserstoffs herrührt. Die Gleichungen für die betreffenden Prozesse sind: $2HCl + Fe = FeCl_2 + 2H$, und $H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + 2H$.

9. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Basen mit Säuren unter Ausscheidung von Wasser.

158. Nach einer früher gegebenen genetischen Definition entstehen Salze durch Einwirkung von Säuren auf Basen unter Ausscheidung von Wasser.

Wenn Kaliumhydroxyd mit soviel Salzsäure versetzt wird, dass die Mischung weder alkalisch, noch sauer reagirt, so ist das Resultat der Zersetzung Kaliumchlorid und Wasser: $HKO + HCl = H_2O + KCl$. Versetzt man Kaliumhydroxyd mit Salpetersäure, so erhält man als Resultat Kaliumnitrat und Wasser: $HKO + HNO_3 = H_2O + KNO_3$.

Calciumhydroxyd (gelöschter Kalk) mit Salpetersäure behandelt giebt Calciumnitrat und Wasser: $H_2CaO_2 + 2HNO_3 = 2H_2O + CaN_2O_6$. Wird dieselbe Basis mit Schwefelsäure behandelt, so erhält man Gyps: $H_2CaO_2 + H_2SO_4 = CaSO_4, 2H_2O$.

Salzsäure und Calciumhydroxyd giebt Wasser und Chlorcalcium, welches durch Glühen alles Wasser verliert: $2HCl + H_2CaO_2 = CaCl_2 + 2H_2O$.

Baryumhydroxyd verhält sich ganz ähnlich.

Bleihydroxyd $Pb_3H_2O_4$ mit Salzsäure behandelt giebt Bleichlorid und Wasser: $Pb_3H_2O_4 + 6HCl = 3PbCl_2 + 4H_2O$; mit Salpetersäure behandelt giebt es Bleinitrat und Wasser: $Pb_3H_2O_4 + 6HNO_3 = 3PbN_2O_6 + 4H_2O$; mit Schwefelsäure behandelt verwandelt es sich in unlösliches Bleisulfat und Wasser: $Pb_3H_2O_4 + 3H_2SO_4 = 3PbSO_4 + 4H_2O$.

Kupferhydroxyd CuH_2O_2 löst sich in Salzsäure leicht auf zu Kupferchlorid und Wasser; aus der Lösung krystallisirt das Kupferchlorid mit 2 Molekülen Krystallwasser in grünen zerfliesslichen Krystallen heraus: $CuH_2O_2 + 2HCl = CuCl_2, 2H_2O$. Mit Schwefelsäure behandelt giebt Kupferhydroxyd Kupfersulfat und Wasser: $CuH_2O_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$. Salpetersäure löst das Kupferhydroxyd zu blauem Kupfernitrat auf: $CuH_2O_2 + 2HNO_3 = CuN_2O_6 + 2H_2O$.

Eisenhydroxyd $(Fe_2)H_6O_6$ zersetzt sich mit Salzsäure zu Ferrichlorid und Wasser: $(Fe_2)H_6O_6 + 6HCl = (Fe_2)Cl_6 + 6H_2O$; mit Schwefelsäure bildet sich Eisensulfat (Ferrisulfat) und Wasser: $(Fe_2)H_6O_6 + 3H_2SO_4 = (Fe_2)S_3O_{12} + 6H_2O$; wird ersteres mit einem Molekül Ammoniumsulfat versetzt und zum Krystallisiren hin-

gestellt, so erhält man den Ammoniakeisenalaun: $(Fe_2)S_3O_{12} + (NH_4)_2SO_4 + 24H_2O = (Fe_2)(NH_4)_2S_4O_{16}, 24H_2O$.

Aluminiumhydroxyd mit Schwefelsäure behandelt giebt Aluminiumsulfat: $(Al_2)H_6O_6 + 3H_2SO_4 = (Al_2)S_3O_{12} + 6H_2O$; setzt man, hierzu ein Molekül Kalium- oder Ammoniumsulfat und lässt krystallisiren, so erhält man die gewöhnlichen Thonerdealaune: $(Al_2)K_2S_4O_{16}, 24H_2O$ und $(Al_2)(NH_4)_2S_4O_{16}, 24H_2O$.

10. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Basen mit den Anhydriden der Sauerstoffsäuren unter Ausscheidung von Wasser.

159. Die Anhydride der Sauerstoffsäuren wirken auf die Basen ganz ähnlich ein wie die Säuren; in beiden Fällen wird Wasser ausgeschieden. Von Bedeutung sind namentlich die Anhydride der Kieselsäure SiO_2 und der Kohlensäure CO_2.

Wenn Kieselsäure mit Kaliumhydroxyd geglüht wird, so scheidet sich Wasser aus und man erhält als Produkt ein Kaliumsilikat, dessen Zusammensetzung von dem Quantum der zugesetzten Körper abhängig ist.

Das sogenannte Wasserglas kann dargestellt werden, wenn man 2 Moleküle Kaliumhydroxyd mit 4 Molekülen Quarz (Kieselsäureanhydrid) bis zum Glühen erhitzt: $2KHO + 4SiO_2 = K_2Si_4O_9 + H_2O$. Gewöhnlich wird das Wasserglas durch Glühen von Kaliumcarbonat mit Quarz dargestellt.

Mehrere Metallhydroxyde, namentlich die der Alkalien und alkalischen Erden ziehen, wenn sie der Luft ausgesetzt sind, das Kohlensäureanhydrid derselben an und verwandeln sich dadurch in Carbonate.

Wird Kaliumhydroxyd der Luft ausgesetzt, ganz besonders einer solchen, welche einen beträchtlichen Antheil von Kohlensäure enthält, z. B. in Räumen, in welchen geistige Gährung vor sich geht, so bildet sich neutrales kohlensaures Kali oder Kaliumcarbonat: $2KHO + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$. Leitet man in eine concentrirte Lösung des normalen Salzes (Potasche) durch einen Gasentwickelungsapparat Kohlensäureanhydrid, oder stellt man schwach befeuchtete Potasche in eine Atmosphäre, worin sich bedeutende Mengen dieses Gases befinden, löst hierauf die Salzmasse bei einer Temperatur von circa 60° mit wenig Wasser auf und kühlt ab, so scheiden sich beim Erkalten Krystalle von doppeltkohlensaurem Kali, also eines sauren Salzes aus; da nun die kohlensauren Salze aufzufassen sind als Säu-

ren, in welchen der Wasserstoff nur zum Theil durch ein Basisradikal (Metall) ersetzt ist, so hat man bei der Umwandlung des normalen Salzes in saures Salz zunächst eine Bildung von eigentlicher Kohlensäure (H_2CO_3) durch Aufnahme der Bestandtheile eines Moleküls Wasser und sodann eine Verbindung derselben mit dem normalen Kaliumcarbonat anzunehmen: $K_2CO_3 + H_2O + CO_2 = K_2CO_3 + H_2CO_3 = K_2H_2C_2O_6 = 2KHCO_3$; es lässt sich also $KHCO_3$ auffassen als Kohlensäure, $\left.\begin{matrix} HH \\ CO \end{matrix}\right\} O_2$, in welcher die Hälfte des Wasserstoffs durch Kalium ersetzt ist.

In ähnlicher Weise wie sich aus Kaliumhydroxyd durch Einwirkung von Kohlensäureanhydrid normales und saures Kaliumcarbonat bildet, entsteht aus Natriumhydroxyd (NaHO) normales (Soda Na_2CO_3) und saures (zweifach kohlensaures Natron $NaHCO_3$) Natriumcarbonat.

Wenn Calciumhydroxyd (Kalkhydrat, gelöschter Kalk) CaH_2O_2 der atmosphärischen Luft, welche stets mehr oder minder grosse Mengen Kohlensäureanhydrid enthält, ausgesetzt wird, so bildet sich unter Ausscheidung von Wasser Calciumcarbonat, also derselbe Körper, aus welchem Kalkspath (Marmor, Kalkstein) besteht: $CaH_2O_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$. Diese Ausscheidung von Wasser ist von Bedeutung für den Gesundheitszustand der Bewohner neugebauter Häuser, indem dasselbe mit den organischen Stoffen, welche damit in Berührung kommen, Zersetzungen eingeht. Der Uebelstand ist dadurch zu vermeiden, dass in den Zimmern neugebauter Häuser vor dem Beziehen Kohle verbrannt wird, wobei das entstehende Kohlensäureanhydrid von dem Calciumhydroxyd aufgenommen wird, und das Wasser verdampft. Da die Cohäsion des Calciumcarbonats bedeutender ist als die des Calciumhydroxyds, die Aufnahme von Kohlensäureanhydrid aber langsam vor sich geht, so ist der Mörtel älterer Häuser, vornehmlich der Ruinen alter Schlösser fester als der Mörtel der neueren. Die Verwandlung des Calciumhydroxyds in Calciumcarbonat ist deutlich wahrzunehmen, wenn man in klares Kalkwasser vermittelst einer Röhre Athem (welcher stets Kohlensäureanhydrid enthält) einbläst; in Folge dessen trübt sich die Flüssigkeit und scheidet darauf einen weissen Niederschlag von Calciumcarbonat ab.

Wenn Baryumhydroxyd H_2BaO_2 der Luft ausgesetzt wird, so verwandelt es sich in Baryumcarbonat und wird dadurch unlöslich in Wasser.

Wenn destillirtes (also reines) Wasser längere Zeit mit Blei-

hydroxyd oder auch mit Blei (welches bei Gegenwart von Sauerstoff sich in Bleihydroxyd verwandelt) in Berührung gewesen ist und hierauf der kohlensäurehaltigen Luft ausgesetzt wird, so trübt es sich, indem sich Bleicarbonat ausscheidet.

11. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Metalloxyden mit Säuren unter Ausscheidung von Wasser.

160. Die meisten Metalloxyde gehen ebenso leicht mit den Säuren Zersetzungen ein, wie die Metallhydroxyde; ausgenommen sind jedoch mehrere, welche nach der Verwandlung der Hydroxyde in Oxyde durch stärkeres Erhitzen unter Erglimmen sich verdichtet haben. Das Aluminiumoxyd $(Al_2)O_3$, und zwar sowohl das aus Aluminiumoxyd durch Erhitzen künstlich dargestellte als auch der in der Natur vorkommende Korund, ist in Säuren durchaus unlöslich. Höchst schwierig löslich ist das Eisenoxyd $(Fe_2)O_3$, als natürlich vorkommender Rotheisenstein, sowie das künstlich erhaltene nach starkem Glühen; ebenso das Chromoxyd $(Cr_2)O_3$.

Wird Zinkoxyd mit Schwefelsäure, Salpetersäure oder Salzsäure behandelt, so erhält man die entsprechenden leicht löslichen Salze, nämlich Zinksulfat, Zinknitrat oder Zinkchlorid und Wasser:

$$ZnO + H_2SO_4 = H_2O + ZnSO_4$$
$$ZnO + 2HNO_3 = H_2O + ZnN_2O_6$$
$$ZnO + 2HCl = H_2O + ZnCl_2.$$

Bleioxyd löst sich in Salpetersäure ziemlich leicht zu einem farblosen Salze auf, dagegen wirkt Salzsäure, weil das sich bildende Bleichlorid in Wasser schwer löslich ist, langsam, und Schwefelsäure zersetzt sich erst in sehr langer Zeit und unvollkommen mit Bleioxyd, da das entstehende Salz in Wasser unlöslich ist. Die Zersetzungsgleichungen sind denen des Zinkoxyds entsprechend.

Kupferoxyd mit verdünnter Schwefelsäure behandelt giebt eine blaue Lösung von Kupfersulfat, mit Salzsäure grünes Kupferchlorid, mit Salpetersäure intensiv blaues Kupfernitrat:

$$CuO + H_2SO_4 = H_2O + CuSO_4$$
$$CuO + 2HCl = H_2O + CuCl_2$$
$$CuO + 2HNO_3 = H_2O + CuN_2O_6.$$

Quecksilberoxyd löst sich in Salzsäure und Salpetersäure leicht zu farblosen Salzen auf:

$$HgO + 2HCl = H_2O + HgCl_2$$
$$HgO + 2HNO_3 = H_2O + HgN_2O_6.$$

Eisenoxyd, welches durch gelindes, nicht bis zum Glühen gehendes Erhitzen von Eisenhydroxyd (Brauneisenstein) erhalten worden ist, löst sich in Schwefelsäure langsam zu dreifach schwefelsaurem Eisenoxyd (Ferrisulfat), in Salzsäure zu Eisenchlorid und in Salpetersäure zu salpetersaurem Eisenoxyd (Ferrinitrat):

$$(Fe_2)O_3 + 3H_2SO_4 = 3H_2O + (Fe_2)S_3O_{12}$$
$$(Fe_2)O_3 + 6HCl = 3H_2O + (Fe_2)Cl_6$$
$$(Fe_2)O_3 + 6HNO_3 = 3H_2O + (Fe_2)N_6O_{18}.$$

12. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Salzen mit Säuren unter Ausscheidung von Säuren.

161. Für die Zersetzung der Salze durch Säuren ist nicht allein die sogenannte Stärke der Säuren oder ihre Affinität zu den Basen von Bedeutung, sondern in hohem Grade auch der Aggregatzustand der einzelnen Stoffe, welche bei der Zersetzung in Betracht kommen. Wird eine in Wasser gelöste Säure zu einer Salzlösung gesetzt, so hat man Grund anzunehmen, dass eine mannigfache Mischung der verschiedenen Stoffe entsteht. Setzt man z. B. zu der blauen Lösung von Kupfersulfat ($CuSO_4$) Salzsäure (HCl), so färbt sich die Flüssigkeit grün, jedenfalls in Folge dessen, dass sich Kupferchlorid in mehr oder minder grosser Menge bildet ($CuSO_4 + 2HCl = H_2SO_4 + CuCl_2$); dampft man die Lösung bis zum Trockenwerden ab, so verdampft die Salzsäure und Kupfervitriol bleibt übrig. Setzt man zu einer grünen Lösung von Kupferchlorid Schwefelsäure, so bleibt die Lösung grün, und beim Erhitzen und Abdampfen erhält man Kupfersulfat, während die Salzsäure verdampft: $CuCl_2 + H_2SO_4 = 2HCl + CuSO_4$. Es geht aus diesen beiden Versuchen hervor, dass eine Verschiedenheit der Aggregatzustände der Stoffe unter gewissen Umständen von grosser Bedeutung ist, — im Besondern: wenn zwei Verbindungen auf einander einwirken, so suchen sie ihre Bestandtheile in der Weise auszutauschen, dass Stoffe von verschiedenem Aggregatzustande entstehen. Der Umstand, dass die Salzsäure in der Wärme weit eher flüchtig ist, als die Schwefelsäure, während beide Säuren bei gewöhnlicher Temperatur mit Wasser flüssig sind, bewirkt, dass bei gewöhnlicher Temperatur eine Mischung von Kupfersulfat, Kupferchlorid, Schwefelsäure und Salzsäure vorhanden ist, dass aber dieses Verhältniss geändert wird, sobald durch Erhöhung der Tempera-

tur die Aggregatzustände geändert werden: da die Salzsäure sich als Dampf aus dem Bereiche der chemischen Thätigkeit entfernt, ist die Existenz des Kupfersulfats gesichert.

Die Ausscheidung aus dem Bereich der chemischen Thätigkeit findet namentlich statt, wenn sich durch Austausch ein Salz bilden kann, welches fest ist, während die übrigbleibende Säure in Wasser löslich ist. Wird z. B. eine Lösung von Silbersulfat oder Silbernitrat mit Salzsäure versetzt, so scheidet sich Chlorsilber, welches sowohl in Wasser, als auch in wässeriger kalter Schwefelsäure oder Salpetersäure unlöslich ist, als Niederschlag aus, so dass die Flüssigkeit nur aus wässeriger Schwefelsäure oder Salpetersäure besteht: $Ag_2SO_4 + 2HCl = H_2SO_4 + 2AgCl$; $AgNO_3 + HCl = HNO_3 + AgCl$.

Im Allgemeinen sind die Carbonate von allen Salzen am leichtesten, die Silicate am schwierigsten durch Säuren zersetzbar.

Die Carbonate oder kohlensauren Salze werden durch die wässerigen Säuren bei gewöhnlicher Temperatur, durch andere, z. B. Kieselsäure, bei höherer Temperatur zersetzt, und zwar nicht allein die in Wasser löslichen, sondern auch die unlöslichen.

Kaliumcarbonat K_2CO_3 und Natriumcarbonat Na_2CO_3, mit einer in Wasser löslichen Säure übergossen, zersetzen sich mit derselben unter Aufbrausen in Kohlensäureanhydrid, Wasser und das der Säure entsprechende Salz; z. B.

$$K_2CO_3 + H_2SO_4 = H_2O + CO_2 + K_2SO_4$$
$$K_2CO_3 + 2HNO_3 = H_2O + CO_2 + 2KNO_3$$
$$Na_2CO_3 + 2HCl = H_2O + CO_2 + 2NaCl.$$

Das Ammoniumcarbonat $\left.\begin{matrix}(NH_4)_4\\ 3CO\end{matrix}\right\} O_5$ zersetzt sich mit denselben Säuren, wenn sie bis zur Neutralisation, oder so lange als das Aufbrausen dauert, zugesetzt werden, in die entsprechenden Ammoniumsalze:

$$(NH_4)_4C_3O_8 + 2H_2SO_4 = 2H_2O + 3CO_2 + 2(NH_4)_2SO_4;$$
$$(NH_4)_4C_3O_8 + 4HCl = 2H_2O + 3CO_2 + 4(NH_4)Cl;$$
$$(NH_4)_4C_3O_8 + 4HNO_3 = 2H_2O + 3CO_2 + 4(NH_4)NO_3.$$

Neutrales Calciumcarbonat, das wie alle Carbonate der alkalischen Erden und schweren Metalloxyde in Wasser unlöslich ist, wird von den wässerigen Säuren leicht zersetzt; da das Calciumsulfat sich im Wasser nur in kleinen Mengen löst, so geht die Einwirkung der Schwefelsäure nur langsam vor sich, dagegen wirken Salzsäure und Salpetersäure schnell und kräftig ein:

$CaCO_3 + H_2SO_4 = H_2O + CO_2 + CaSO_4$, letzteres nimmt aus

dem Lösungswasser 2 Moleküle Krystallwasser auf und bildet damit krystallinischen Gyps = $CaSO_4, 2H_2O$;

$$CaCO_3 + 2HCl = H_2O + CO_2 + CaCl_2;$$
$$CaCO_3 + 2HNO_3 = H_2O + CO_2 + CaN_2O_6.$$

Aehnlich verhalten sich die übrigen Carbonate, z. B. von Baryum, Zink, Eisen; das basische Kupfercarbonat, welches in der Natur als Malachit vorkommt, zersetzt sich mit den hinreichenden Mengen der genannten Säuren in der Weise, dass Kohlensäureanhydrid und Wasser frei werden und Kupfersalze aufgelöst bleiben:

$$Cu_2H_2CO_5 + 2H_2SO_4 = 3H_2O + CO_2 + 2CuSO_4;$$
$$Cu_2H_2CO_5 + 4HCl = 3H_2O + CO_2 + 2CuCl_2.$$

Auch das Kieselsäureanhydrid macht Kohlensäureanhydrid aus den Carbonaten frei, aber nur in der Glühhitze; man stellt daher z. B. das Wasserglas meist durch Zusammenschmelzen von Potasche mit Sand her: $K_2CO_3 + 4SiO_2 = K_2Si_4O_9 + CO_2$.

Die kieselsauren Salze oder Silicate sind zum Theil durch Säuren sehr schwierig zersetzbar; sie sind um so leichter zersetzbar, je stärker die in denselben enthaltene Basis ist, je weniger die Kieselsäure vorherrscht und je mehr Wasser die Verbindung enthält; in dem Falle, dass das Salz zersetzbar ist, scheidet sich die Kieselsäure meist in Gestalt einer Gallerte aus, welche beim Erhitzen ihr Wasser verliert und sich in Kieselsäureanhydrid verwandelt. Da die Zersetzbarkeit sehr von der Menge der in dem Salze enthaltenen Basis abhängig ist, so lassen sich diejenigen Silicate, in welchen die Kieselsäure vorherrscht, durch Säuren aufschliessbar machen, wenn sie mit Kalium- oder Natriumhydroxyd, Kalium- oder Natriumcarbonat, Baryterde, Strontianerde, Kalkerde oder Bleioxyd vorher zusammengeschmolzen werden.

Wasserglas $K_2Si_4O_9$ wird durch Kohlensäure und alle übrigen Säuren bei gewöhnlicher Temperatur zersetzt, so dass sich die Kieselsäure als Gallerte ausscheidet.

Galmey (Zinksilicat) Zn_2SiO_4, H_2O mit Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure behandelt, verwandelt sich in Zinkchlorid resp. Zinksulfat, Wasser und gallertartige Kieselsäure.

Die salpetersauren Salze oder Nitrate werden durch Schwefelsäure leicht zersetzt, schon bei gewöhnlicher Temperatur, sobald das Sulfat schwer löslich oder unlöslich in Wasser ist; allgemeiner bei höherer Temperatur, weil die Salpetersäure unter diesen Umständen leicht dampfförmig wird. Bei gewöhnlicher Temperatur zersetzen sich namentlich leicht das Blei-, Baryum- und Strontium-

nitrat und in concentrirterem Zustande auch das Calciumnitrat, weil die Sulfate dieser Metalle in Wasser unlöslich oder schwerlöslich sind.

Baryumnitrat BaN_2O_6 in Wasser aufgelöst und mit Schwefelsäure zersetzt giebt einen Niederschlag von Baryumsulfat, während in der Lösung Salpetersäure enthalten ist: $BaN_2O_6 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HNO_3$.

Ebenso verhält sich Bleinitrat PbN_2O_6 und Strontiumnitrat SrN_2O_6.

Eine concentrirtere Lösung von Calciumnitrat giebt mit Schwefelsäure einen krystallinischen Niederschlag von Gyps und wässerige Salpetersäure: $CaN_2O_6 + H_2SO_4 + 2H_2O = CaSO_4, 2H_2O + 2HNO_3$.

Wenn Kalium- oder Natriumnitrat im festen Zustande mit Schwefelsäure erwärmt wird, so verdampft Salpetersäure und kann in einer abgekühlten Vorlage aufgefangen werden. Setzt man zu 2 Molekülen Salz 1 Molekül Säure, so muss man, um alle Salpetersäure zu erhalten, höhere Temperatur anwenden, als bei 1 Molekül Salz, und veranlasst dadurch die Salpetersäure sich zum Theil zu zersetzen. Auf diesen Prozess stützt sich die technische Darstellung der Salpetersäure: $NaNO_3 + H_2SO_4 = HNaSO_4 + HNO_3$.

Salzsäure wirkt auf salpetersaure Salze namentlich dann ein, wenn das Chlorid in Wasser unlöslich ist; in anderen Fällen ist die Zersetzung zweifelhaft, namentlich weil beide Säuren, Salzsäure und Salpetersäure, in höherer Temperatur leicht gasförmig werden und auch leicht zersetzend auf einander einwirken.

Setzt man zu einer Lösung von Silbernitrat Salzsäure, so erhält man einen weissen käsigen Niederschlag von Silberchlorid, während Salpetersäure frei wird; diese Reaktion benutzt man in der Chemie zur Erkennung von Silber und von Chlor: $AgNO_3 + HCl = HNO_3 + AgCl$.

In ähnlicher Weise wird Mercuronitrat (diatomes Quecksilbernitrat = salpetersaures Quecksilberoxydul) durch Salzsäure zersetzt, da Mercurochlorid oder Quecksilberchlorür ebenfalls ganz unlöslich in Wasser ist: $(Hg_2)N_2O_6 + 2HCl = (Hg_2)Cl_2 + 2HNO_3$.

Da Bleichlorid im Wasser schwer löslich ist, so fällt Salzsäure aus einer concentrirten Lösung von Bleinitrat weisses krystallinisches Bleichlorid, während Salpetersäure (mit etwas Bleisalz verunreinigt) übrig bleibt: $PbN_2O_6 + 2HCl = PbCl_2 + 2HNO_3$.

Die phosphorsauren Salze sind durch Säuren zersetzbar. Wenn man Calciumphosphat (gebrannte Knochen) fein gepulvert mit verdünnter Schwefelsäure behandelt, so erhält man Gyps als Niederschlag und in der Lösung bleibt saures Calciumphosphat: $Ca_3P_2O_8 + 2H_2SO_4 + nH_2O = 2(CaSO_4 2H_2O) + CaH_4P_2O_8 + (n-2)H_2O$. Wird das saure Calciumphosphat hierauf eingedampft und mit überschüssiger Schwefelsäure erhitzt, so schlägt sich abermals Gyps nieder, während Phosphorsäure mit Schwefelsäure verunreinigt zurückbleibt. Durch weiteres Abdampfen und gelindes Glühen wird die Schwefelsäure entfernt.

Die borsauren Salze oder Borate werden fast so leicht wie die kohlensauren Salze durch Säuren bei gewöhnlicher Temperatur zersetzt, während die Borsäure in der Glühhitze alle verdampfbaren Säuren austreibt. In Betreff der Ausscheidung der Borsäure aus ihren Salzen ist zu beachten, dass sie bei gewöhnlicher Temperatur 26 Theile, bei 100° aber nur 3 Theile Wasser zu ihrer Lösung bedarf, und dass sie sich daher aus heissen concentrirten Lösungen beim Abkühlen reichlich ausscheidet. Wenn man Borax (Natriumborat oder borsaures Natron) in $2^1/_2$ Th. siedendem Wasser löst, die Lösung hierauf mit Salzsäure oder Schwefelsäure versetzt und die Flüssigkeit abkühlt, so scheidet sich die Borsäure krystallinisch aus. Bei Anwendung von Salzsäure ist die Zersetzungsformel: $Na_2B_4O_7 + 5H_2O + 2HCl = [H_2B_4O_7 + 5H_2O] + 2NaCl = 4H_3BO_3 + 2NaCl$.

Die chromsauren Salze oder Chromate sind sehr leicht zersetzbar; beim Erhitzen mit Schwefelsäure entwickeln sie leicht Sauerstoff und mit Salzsäure Chlor. Wenn man Kaliumbichromat (zweifach chromsaures Kali) dagegen mit kalter Schwefelsäure behandelt, so scheidet sich Chromsäure krystallinisch aus. Zum Zweck der Darstellung der Chromsäure fügt man eine warme concentrirte Lösung von zweifach chromsaurem Kali vorsichtig zu überschüssiger concentrirter Schwefelsäure; die in freien Krystallen sich ausscheidende Chromsäure filtrirt man über Glaspulver und entfernt die anhängende Schwefelsäure durch Auspressen auf einem Ziegelsteine.

Die meisten Chloride werden durch wasserhaltende Schwefelsäure, Phosphorsäure, Borsäure und Arsensäure in Sauerstoffsalze und Salzsäure zersetzt, namentlich zersetzen sich die Chloride der unedlern Metalle sehr leicht. Salpetersäure geht mit Chloriden, Bromiden u. s. w. leicht weitere Zersetzungen ein. Wenn man Chlornatrium mit Schwefelsäure behandelt, so erhält man Natrium-

sulfat und Chlorwasserstoff, ein Prozess, auf welchen sich die gewöhnliche Bereitungsweise von Natriumsulfat aus Kochsalz und des Chlorwasserstoffs stützt: $2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl + Na_2SO_4$.

Versetzt man eine wässerige Lösung von Chlorbaryum mit Schwefelsäure, so erhält man einen Niederschlag von Baryumsulfat, während Salzsäure frei wird: $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$.

Die meisten Fluoride zersetzen sich leicht durch Behandlung mit Schwefelsäure oder Salpetersäure. Wenn Flussspath (Calciumfluorid) mit Schwefelsäure erwärmt wird, wobei man am besten Platin- oder Bleigefässe anwendet, so erhält man Fluorwasserstoff und Gyps: $CaFl_2 + H_2SO_4 + 2H_2O = CaSO_4, 2H_2O + 2HFl$. Eine über die Dämpfe gehaltene Glasplatte wird von der Flusssäure angegriffen.

13. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Salzen mit Basen unter Ausscheidung von Basen.

162. In ähnlicher Weise wie ein Salz mit einer Säure sich in ein neues Salz und eine neue Säure zersetzen kann, so kann sich auch ein Salz mit einer Basis in ein neues Salz und eine neue Basis zersetzen. Wirksam sind auch hier namentlich die in Wasser löslichen Stoffe; die Zersetzung tritt aber dann am leichtesten ein, wenn sich durch Vertauschung der Bestandtheile ein in Wasser unlöslicher Körper bilden kann, und wenn das in der zersetzenden Basis enthaltene Metall elektropositiver (unedler) ist, als das in dem Salze enthaltene. Als Basen, welche Zersetzungen bewirken, sind ausser den Alkalien, HKO, $HNaO$, noch Ammoniak H_3N und Calciumhydroxyd H_2CaO_2 zu nennen. In einigen Fällen scheidet sich nicht das Metallhydroxyd, sondern das Metalloxyd aus, indem ersteres im Entstehungsmomente sich in Metalloxyd und Wasser zerlegt; dies gilt namentlich von den Salzen der edeln Metalle.

Wenn man eine Lösung von Silbernitrat mit Natriumhydroxyd versetzt, so erhält man ein braunes Pulver von Silberoxyd: $2AgNO_3 + 2NaHO = 2NaNO_3 + Ag_2O + H_2O$.

Setzt man zu einer Lösung von Quecksilberchlorid Kalilauge, so erhält man gelbes amorphes Quecksilberoxyd als Niederschlag, während Wasser und Kaliumchlorid in der Lösung enthalten ist: $HgCl_2 + 2KHO = HgO + H_2O + 2KCl$.

Kupfersulfat mit Kalilauge versetzt giebt einen blaugrünen

Niederschlag von Kupferhydroxyd und gelöstes Kaliumsulfat: $CuSO_4 + 2KHO = CuH_2O_2 + K_2SO_4$. Wendet man statt Kalilauge Ammoniakflüssigkeit an, so erscheint zuerst der Niederschlag von Kupferhydroxyd, bei weiterem Zusatz von Ammoniak löst sich der Niederschlag zu einer intensiv blauen Flüssigkeit auf, welche die Eigenschaft hat, Baumwolle oder Papier zu einer syrupdicken blauen Masse aufzulösen.

Eine Lösung von Kaliumchromalaun mit Ammoniak in geringem Ueberschusse versetzt, giebt einen Niederschlag von Chromhydroxyd und eine Lösung von Kaliumsulfat und Ammoniumsulfat: $\left.\begin{matrix} K_2 \\ (Cr_2) \end{matrix}\right\} S_4O_{16} + 6[NH_3 + H_2O] + 4H_2O = (Cr_2)H_6O_6, 4H_2O + K_2SO_4 + 3Am_2SO_4$, wobei zu beachten ist, dass Am das hypothetische Ammonium $= NH_4$ vorstellt, und dass, wenn 1 Molekül Ammoniak und 1 Molekül Wasser auf Säuren einwirken, sie sich verhalten wie das Hydroxyd von Ammonium, insofern $NH_3 + H_2O = NH_4HO = AmHO$ ist, welches in chemischer Hinsicht dem Kaliumhydroxyd KHO entsprechend wirkt.

Eisenhydroxyd entsteht als voluminöser rothbrauner Niederschlag, wenn ein Ferrisalz (z. B. sogenanntes schwefelsaures Eisenoxyd, oder Eisenchlorid) mit Ammoniakwasser oder Kalilauge zersetzt wird:

$$(Fe_2)Cl_6 + 6(NH_3 + H_2O) = (Fe_2)H_6O_6 + 6NH_4Cl;$$
$$(Fe_2)S_3O_{12} + 6HKO = (Fe_2)H_6O_6 + 3K_2SO_4.$$

Eisenhydroxydul bildet sich als fast weisser, nicht luftbeständiger Niederschlag, wenn ein frisch dargestelltes Ferrosalz (z. B. Eisenvitriol, schwefelsaures Eisenoxydul) mit Kalilauge, die ebenfalls durch Auskochen möglichst luftfrei gemacht ist, behandelt wird: $FeSO_4 + 2HKO = K_2SO_4 + FeH_2O_2$.

Aluminiumhydroxyd erhält man aus gewöhnlichem Alaun in ganz ähnlicher Weise, wie man aus Kaliumchromalaun das Chromhydroxyd erhält.

Setzt man zu einem löslichen Bleisalze z. B. Bleinitrat, Kali- oder Natronlauge, so erhält man Bleihydroxyd als weisses Pulver: $3PbN_2O_6 + 6KHO = Pb_3H_2O_4 + 6KNO_3 + 2H_2O$.

In entsprechender Weise erhält man das Zinkhydroxyd; dabei ist zu beachten, dass es sich in einem Ueberschusse von Alkalien auflöst.

Das Kaliumhydroxyd stellt man dar, indem man 1 Theil Kaliumcarbonat in 12 Th. siedendem Wasser auflöst und während

des Siedens gelöschten Kalk zusetzt, bis eine herausgenommene Probe der Flüssigkeit bei Zusatz einer Säure nicht mehr Kohlensäure entwickelt.

Reibt man Ammoniumchlorid mit Calciumhydroxyd oder angefeuchtetem Bleioxyd, oder mit Kalium- oder Natriumhydroxyd in einer Reibschale zusammen, so entweicht Ammoniak. Das Ammoniakwasser erhält man, wenn man Chlorammonium mit gelöschtem Kalk in einer Retorte erhitzt und das entweichende Gas durch ein Gasleitungsrohr in Wasser leitet. Man kann sich zur Erklärung des Prozesses vorstellen, dass sich zunächst Ammoniumhydroxyd bildet, welches sich im Entstehungsmomente in Ammoniak und Wasser zerlegt:

$$2AmCl + CaH_2O_2 = 2AmHO + CaCl_2$$

$$2NH_4Cl + CaH_2O_2 = 2NH_4HO + CaCl_2 = 2NH_3 + 2H_2O + CaCl_2.$$

14. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Salzen mit Salzen.

163. Wenn man die Lösungen von zwei Salzen mit einander mischt, so zersetzen sie sich meist in der Weise, dass durch wechselseitige Vertauschung der Bestandtheile neue Salze daraus entstehen. Nachweisbar ist dieser Vorgang jedoch nur in den Fällen, wenn eines von den neuen Salzen entweder in Bezug auf Farbe, oder in Bezug auf Löslichkeit von den früheren Salzen abweicht. Setzt man z. B. zu der blauen Lösung von Kupfersulfat eine Lösung von Natriumchlorid, so geht die blaue Farbe in eine grünblaue über; diese Aenderung weist darauf hin, dass ein Theil des Kupfersulfats sich in grünes Kupferchlorid, dagegen ein Theil des Natriumchlorids in Natriumsulfat verwandelt hat. Eine Trennung der verschiedenen Salze ist schwierig, weil sowohl die anfänglich angewandten Salze, als auch diejenigen, welche sich muthmaasslich gebildet haben, in Wasser leicht löslich sind. Wenn man dagegen eine Lösung von Natriumsulfat mit einer Lösung von Kaliumcarbonat zusammengiesst, so kann man, wenn eine reichliche Quantität Wasser vorhanden ist, keine Aenderung erkennen, da alle hier in Betracht kommenden Salze farblos sind; hat man hingegen concentrirte Lösungen angewandt, oder werden die verdünnten Lösungen durch Abdampfen concentrirt, so scheidet sich allmählich ein Theil von Kaliumsulfat, welches zu seiner Lösung eine grössere Menge Wasser bedarf als die übrigen Salze, krystallinisch aus. Um beim Vermischen der Lösungen von

zwei Salzen im Voraus den Erfolg beurtheilen zu können, hat man als Regel festzuhalten, dass eine Bildung und Ausscheidung von neuen Salzen erfolgt, wenn sich durch Vertauschung der Bestandtheile ein Salz bilden kann, das wegen seines abweichenden Aggregatzustandes unter den obwaltenden Umständen nicht in der Flüssigkeit gelöst bleiben kann. Als unlöslich oder schwer löslich in Wasser sind besonders hervorzuheben die Sulfate von Calcium, Baryum, Strontium und Blei, die normalen Carbonate aller Metalle, mit Ausnahme der Alkalimetalle, die Chloride von Blei (schwerlöslich), Silber und des diatomen Quecksilbers. Die normalen Nitrate aller Metalle sind ziemlich leicht löslich.

1) Beispiele für die Zersetzung von zwei Sauerstoffsalzen:

SrN_2O_6	+	Na_2SO_4	=	$2NaNO_3$	+	$SrSO_4$
Strontiumnitrat	+	Natriumsulfat	=	Natriumnitrat	+	Strontiumsulfat
PbN_2O_6	+	$CuSO_4$	=	CuN_2O_6	+	$PbSO_4$
Bleinitrat	+	Kupfersulfat	=	Kupfernitrat	+	Bleisulfat
CaN_2O_6	+	Na_2CO_3	=	$CaCO_3$	+	$2NaNO_3$
Calciumnitrat	+	Natriumcarbonat	=	Calciumcarbonat	+	Natriumnitrat
BaN_2O_6	+	K_2CO_3	=	$BaCO_3$	+	$2KNO_3$
Baryumnitrat	+	Kaliumcarbonat	=	Baryumcarbonat	+	Kaliumnitrat
CaN_2O_6	+	Na_2CO_3	=	$CaCO_3$	+	$2NaNO_3$
Calciumnitrat	+	Natriumcarbonat	=	Calciumcarbonat	+	Natriumnitrat
PbN_2O_6	+	K_2CrO_4	=	$PbCrO_4$	+	$2KNO_3$
Bleinitrat	+	Kaliumchromat	=	Bleichromat	+	Kaliumnitrat

2) Beispiele für die Zersetzung von einem Sauerstoffsalze mit einem Haloïdsalze:

$BaCl_2$	+	Na_2SO_4	=	$BaSO_4$	+	$2NaCl$
Baryumchlorid	+	Natriumsulfat	=	Baryumsulfat	+	Natriumchlorid
$NaCl$	+	$AgNO_3$	=	$NaNO_3$	+	$AgCl$
$BaCl_2$	+	Na_2CO_3	=	$BaCO_3$	+	$2NaCl$
$2NH_4Cl$	+	PbN_2O_6	=	$PbCl_2$	+	$2NH_4NO_3$
$(Hg_2)N_2O_6$	+	$2NaCl$	=	$(Hg_2)Cl_2$	+	$2NaNO_3$
PbN_2O_6	+	$CuCl_2$	=	$PbCl_2$	+	CuN_2O_6

3) Beispiele für die Zersetzung von 2 Haloïdsalzen:

$$HgCl_2 + 2KI = HgI_2 + 2KCl.$$

Während in den vorhergehenden Beispielen durch die Bildung von zwei Salzen eine vollständige Ausgleichung der Bestandtheile ohne Ausscheidung eines anderen Stoffes stattfand, kommen auch

Fälle vor, in welchen ein Theil oder die gesammte Menge einer Säure sich ausscheidet; diese Erscheinung kann man durch die Annahme erklären, dass zunächst eine vollständige Wechselzersetzung nach obiger Form stattfindet, dass aber sodann im Entstehungsmoment eine der beiden Verbindungen mit oder ohne Wasser sich in Säure und Basis oder in Säure und basisches Salz zersetzt.

Fügt man z. B. zu einer Lösung von gemeinem Alaun eine Lösung von Natriumcarbonat, so erhält man einen voluminösen Niederschlag von Aluminiumhydroxyd, während sämmtliche Kohlensäure als Anhydrid entweicht. Eine ähnliche Zersetzung findet bei Vermischung von Ferrinitrat, oder Ferrisulfat, oder Ferrichlorid mit einem kohlensauren Alkali statt. Dagegen entweicht nicht sämmtliche Kohlensäure, sondern nur ein Theil derselben, wenn Zink- oder Kupfersalze mit Alkalicarbonaten versetzt werden; der entstehende Niederschlag ist sodann ein basisches Salz.

15. Bildung von Salzen durch Zersetzung von Sulfiden mit Schwefelsäure oder Salzsäure unter Ausscheidung von Schwefelwasserstoff.

164. Die meisten Schwefelmetalle, welche die Constitution der entsprechenden Oxyde oder Hydroxyde haben (nicht also z. B. FeS_2), zersetzen sich mit Schwefelsäure oder Salzsäure in ähnlicher Weise, wie die Haloïdsalze sich zersetzen; dagegen wirkt Salpetersäure, wenigstens, wenn sie einigermaassen concentrirt ist, meist oxydirend, so dass der Schwefel des Schwefelmetalls öfters in Schwefelsäure, oder das Sulfid in Sulfat umgewandelt wird. Verdünnte kalte Säuren wirken meist nur auf die Sulfide der unedelsten, sogenannten Wasser zersetzenden Metalle, während heisse Salzsäure sogar das Schwefelantimon, Schwefelblei und Schwefelzinn unter Ausscheidung von Schwefelwasserstoff zersetzt. Leicht zersetzbar sind daher Kaliumsulfid, Calciumsulfid, Mangansulfür. Gewöhnlich wendet man zur Darstellung von Schwefelwasserstoff das Einfach-Schwefeleisen an:

$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S$$
$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S.$$

Die Zersetzungsformeln für die Sulfide von Kalium und Ammonium sind:

$$(NH_4)_2S + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4 + H_2S$$
$$K_2S + 2HCl = 2\,KCl + H_2S.$$

16. Bildung von Sulfiden durch Zersetzung von Salzen mit Schwefelwasserstoff unter Ausscheidung von Säuren.

165. Eine grosse Zahl von Salzen derjenigen Metalle, deren Sulfide nicht durch verdünnte Schwefelsäure und Salzsäure in der Kälte zersetzt werden, also namentlich die Salze der nicht wasserzersetzenden (edleren) Metalle, gehen mit Schwefelwasserstoff Zersetzungen ein, so dass sich Metallsulfid als Niederschlag ausscheidet, während die Säure des Salzes in der Lösung bleibt. Diese Zersetzungsweise kann in der analytischen Chemie Anwendung finden, wenn es sich darum handelt, Metalle aus Lösungen zu entfernen oder ihre Natur zu erkennen. Die Ausscheidung der Metallsulfide findet auch statt, wenn die Salzlösung durch Schwefelsäure oder Salzsäure angesäuert ist.

Wenn man eine Lösung von Goldchlorid mit oder ohne Zusatz von Salzsäure mit Schwefelwasserstoff zersetzt, so erhält man einen braunen Niederschlag von Goldsulfid und in der Lösung freie Salzsäure:

$$2AuCl_3 + 3H_2S = Au_2S_3 + 6HCl.$$

Wird eine Lösung von Platinchlorid mit Schwefelwasserstoff versetzt, so erhält man einen schwarzbraunen Niederschlag von Platinsulfid und Salzsäure:

$$PtCl_4 + 2H_2S = PtS_2 + 4HCl.$$

Eine Lösung von Zinnchlorür giebt mit Schwefelwasserstoff einen braunen Niederschlag von Zinnhydrosulfür (analog dem Zinnhydroxydul zusammengesetzt) und Salzsäure:

$$SnCl_2 + 2H_2S = SnH_2S_2 + 2HCl.$$

Salpetersaures Silberoxyd giebt mit Schwefelwasserstoff einen schwarzbraunen Niederschlag von Silbersulfid und freier Salpetersäure:

$$2AgNO_3 + H_2S = Ag_2S + 2HNO_3.$$

Salpetersaures Bleioxyd zersetzt sich mit Schwefelwasserstoff in schwarzes Bleisulfid und Salpetersäure:

$$PbN_2O_6 + H_2S = PbS + 2HNO_3.$$

Salpetersaures Quecksilberoxydul (Mercuronitrat) zersetzt sich mit Schwefelwasserstoff in schwarzes Quecksilbersulfür und Salpetersäure:

$$(Hg_2)N_2O_6 + H_2S = (Hg_2)S + 2HNO_3.$$

Wird Quecksilberchlorid oder statt dessen salpetersaures Queck-

silberoxyd mit Schwefelwasserstoff versetzt, so entsteht schwarzes Quecksilbersulfid und Salzsäure oder Salpetersäure:

$$HgCl_2 + H_2S = HgS + 2HCl$$
$$HgN_2O_6 + H_2S = HgS + 2HNO_3.$$

Wird zu einer Lösung von Kupfervitriol Schwefelwasserstoff gesetzt, so erhält man einen schwarzen Niederschlag von Kupfersulfid und Schwefelsäure:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4.$$

Auch arsenige Säure verhält sich ähnlich wie ein Metallsalz. Wird eine Lösung von arseniger Säure in Salzsäure mit Schwefelwasserstoff versetzt, so erhält man einen gelben Niederschlag von Arsentrisulfid und Wasser:

$$As_2O_3 + 3H_2S = As_2S_3 + 3H_2O.$$

Eisenoxydsalze, ebenso wie Manganoxydsalze, Mangansäure, Uebermangansäure und Chromsäure wirken auf Schwefelwasserstoff oxydirend ein, so dass sich Schwefel ausscheidet:

$$(Fe_2)S_3O_{12} + H_2S = 2FeSO_4 + S + H_2SO_4.$$

17. Bildung von Salzen und Sulfiden durch Zersetzung von Salzen mit Sulfiden.

166. Wenn die Salze von Manganoxydul, Zinkoxyd oder Eisenoxydul und einiger anderer sogenannter wasserzersetzender Metalle an und für sich schon eine stärkere Säure enthalten oder, sobald das nicht der Fall ist, mit Salzsäure oder Schwefelsäure angesäuert werden, so geben sie mit Schwefelwasserstoff keinen Niederschlag eines Schwefelmetalls; denn wenn wirklich ein Niederschlag erschiene, so würde sich dieser, wie in § 164 erörtert ist, mit der frei gewordenen Säure in Schwefelwasserstoff und ein Salz zersetzen. Wird dagegen die Säure durch eine Basis neutralisirt, so erscheint bei Zusatz von Schwefelwasserstoff das Schwefelmetall als Niederschlag. Wenn man z. B. zu einer Lösung von schwefelsaurem Eisenoxydul Schwefelwasserstoff setzt, so erscheint kein Niederschlag, fügt man aber hierauf zu der Flüssigkeit noch ein Alkali, z. B. Kalilauge oder Ammoniakwasser, so erhält man einen schwarzen Niederschlag von Eisensulfür (Ferrosulfid): $FeSO_4 + H_2S + 2HKO = FeS + K_2SO_4 + 2H_2O$. Anstatt nach einander Schwefelwasserstoff und ein Alkali anzuwenden, kann man zugleich das Produkt der Einwirkung beider Stoffe auf einander hinzufügen, nämlich Schwefelkalium oder

Schwefelammonium, da $2HKO + H_2S = K_2S + 2H_2O$ und $2NH_3 + H_2S = (NH_4)_2S$ ist.

Setzt man Schwefelammonium zu schwefelsaurem Eisenoxydul, so erhält man einen schwarzen Niederschlag von Eisensulfür, während Ammoniumsulfat in der Flüssigkeit bleibt: $FeSO_4 + Am_2S = FeS + Am_2SO_4$.

Wenn man Schwefelammonium zu Zinksulfat fügt, so erhält man einen weissen Niederschlag von Zinksulfid, und setzt man Schwefelammonium zu schwefelsaurem Manganoxydul, so fällt fleischrothes Mangansulfür.

Aus Lösungen von Aluminium- und Chromsalzen scheiden Schwefelammonium oder Schwefelkalium kein Schwefelmetall aus, sondern wirken so als ob nur Ammoniak oder Kaliumhydroxyd hinzugefügt wäre, d. h. es scheidet sich Aluminium- oder Chromhydroxyd aus.

Ebenso wie auf Salze wirken in einzelnen Fällen die Sulfide auch auf Metalloxyde ein. Kocht man z. B. eine wässerige Lösung von Baryumsulfid mit Kupferoxyd, so bildet sich Kupfersulfid und Baryumhydroxyd: $BaS + CuO + H_2O = CuS + BaH_2O_2$.

18. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Sauerstoffsäuren auf Metallsuperoxyde unter Ausscheidung von Sauerstoff.

167. Wenn man Mangansuperoxyd mit Schwefelsäure erhitzt, so zersetzen sich die beiden Substanzen in Mangansulfat und Sauerstoff — gemäss dem in der Chemie herrschenden Gesetze, dass chemische Substanzen ein Bestreben haben sich möglichst zu neutralisiren und zwar in Salze und, wenn Wasserstoff in ihnen enthalten ist, in Wasser umzuwandeln. Diese Zersetzungsweise kann vortheilhaft zur Darstellung von Sauerstoff angewandt werden:

$$MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O.$$

Auch braunes Bleisuperoxyd zersetzt sich mit Schwefelsäure oder heisser Salpetersäure in Sauerstoff und in Salz.

Wenn man dagegen Mennige (Bleisuperoxydul) mit kalter Salpetersäure behandelt, so erhält man braunes Bleisuperoxyd und Bleinitrat.

Aehnlich wie die Metallsuperoxyde verhalten sich auch diejenigen Metallsäuren oder ihre Anhydride, deren niedere Oxydationsstufen basische Oxyde sind, z. B. Chromsäureanhydrid. Wenn man daher Chromsäureanhydrid mit concentrirter Schwefelsäure

kocht, so entweicht Sauerstoff, während Chromsulfat zurückbleibt.

Behandelt man anstatt des Chromsäureanhydrids zweifachchromsaures Kali mit concentrirter Schwefelsäure in der Siedehitze, so wird zunächst (§ 161) das Salz so zersetzt, dass sich Chromsäure und Kaliumsulfat bildet; zugleich aber wirkt ein anderer Theil der Schwefelsäure auf die sich ausscheidende Chromsäure und bildet unter Entwickelung von Sauerstoff Chromsulfat, welches nach einiger Zeit bei Zusatz von Wasser mit dem Kaliumsulfat das Doppelsalz Chromalaun bildet. Der Prozess findet durch nachstehende Formel seinen Ausdruck:

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = 4H_2O + \left.\begin{matrix}K_2\\(Cr_2)\end{matrix}\right\}S_4O_{16} + 3O.$$

19. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Haloïdsäuren auf Metallsuperoxyde unter Ausscheidung der Salzbilder.

168. Wenn Haloïdsäuren, im Besondern Chlorwasserstoffsäure, auf Superoxyde einwirken, so hat der Wasserstoff der Säure das Bestreben sich mit dem Sauerstoff des Superoxyds zu Wasser zu verbinden, während gleichzeitig der Salzbilder mit dem Metall ein Salz zu bilden sucht; letzteres geschieht dadurch, dass sich im Entstehungsmomente das Superchlorid in Chlorid und Chlor zerlegt.

Wenn man 1 Molekül Mangansuperoxyd bei gewöhnlicher Temperatur, oder, wenn der Prozess rascher von Statten gehen soll, bei höherer Temperatur mit 4 Molekülen Salzsäure behandelt, so erhält man die Hälfte des Chlors frei, während die andere Hälfte sich mit Mangan zu Manganchlorür verbindet; gleichzeitig wird Wasser gebildet:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl.$$

Wenn man ferner beachtet, dass Salzsäure sich bildet durch Einwirkung von Schwefelsäure auf viele Chlormetalle, namentlich auf Chlornatrium, so geht daraus hervor, dass man bei gleichzeitiger Einwirkung von Schwefelsäure auf Chlornatrium und Mangansuperoxyd Chlor erhalten muss; den gesammten Prozess kann man sich aber auch in der Weise erklären, dass ein Theil Schwefelsäure auf das Mangansuperoxyd, ein anderer Theil auf das Chlornatrium gleichzeitig einwirkt, wobei sich Mangansulfat bildet und Sauerstoff frei wird, welcher im Ausscheidungsmomente unter Bildung von Natrium-

sulfat das Chlor des Chlornatriums ersetzt; die Formel für diesen complicirteren Prozess ist:

$$MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O + 2Cl.$$

Dieser Prozess liegt der gewöhnlichen Methode der Darstellung von Chlor zu Grunde.

In ähnlicher Weise zersetzt sich Jodkalium mit Mangansuperoxyd und Schwefelsäure in Kaliumsulfat, Mangansulfat, Wasser und Jod:

$$2NaI + MnO_2 + 2H_2SO_4 = Na_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + 2I.$$

Wenn braunes Bleisuperoxyd mit Salzsäure behandelt wird, so erhält man Bleichlorid, Chlor und Wasser; in derselben Weise zersetzt sich Mennige (Bleisuperoxydul) mit Salzsäure:

$$PbO_2 + 4HCl = PbCl_2 + 2H_2O + 2Cl$$

$$Pb_3O_4 + 8HCl = 3PbCl_2 + 4H_2O + 2Cl.$$

20. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Haloïdsäuren auf Metalle bei gleichzeitiger Mitwirkung von Salpetersäure.

169. Während die unedleren Metalle schon ohne Beihülfe eines anderen Körpers der Salzsäure das Chlor wegnehmen und sich mit demselben zu Chloriden verbinden, bedürfen die edleren Metalle der Beihülfe eines anderen Stoffes, welcher sich mit dem Wasserstoff der Salzsäure zu verbinden strebt. Ein solcher Stoff ist u. a. die Salpetersäure, welche überhaupt sich durch die Eigenschaft, ihren Sauerstoff wenig fest zu halten, auszeichnet. Ein Gemenge von 3 Molekülen Salzsäure und 1 Molekül Salpetersäure wirkt daher (vergl. § 155) auf andere Stoffe wie freies Chlor ein. Sogar die edelsten Metalle widerstehen der Einwirkung dieser Flüssigkeit nicht. Da das genannte Gemisch von Salzsäure und Salpetersäure sogar das Gold, den König der Metalle, auflöst, so nennt man diese Flüssigkeit ($3HCl + HNO_3$) Königswasser.

Durch Behandlung von Königswasser (auch Salpetersalzsäure genannt) mit Gold erhält man Goldchlorid, Stickoxydgas und Wasser:

$$Au + (3HCl + HNO_3) = AuCl_3 + 2H_2O + NO.$$

In ähnlicher Weise kann man aus Platin Chlorplatin darstellen:

$$3Pt + 4(3HCl + HNO_3) = 3PtCl_4 + 8H_2O + 4NO.$$

Behandelt man Kupfer mit Salpeter-Salzsäure, so erhält man Kupferchlorid, Wasser und Stickoxydgas:

$$3Cu + 2(3HCl + HNO_3) = 3CuCl_2 + 4H_2O + 2NO.$$

Statt der beiden genannten Säuren kann man auch eine Säure und ein Salz der anderen anwenden, indem aus dem Salze durch Einwirkung der ersten Säure die andere frei gemacht wird, also z. B. Salzsäure und Salpeter, oder Salpetersäure und Kochsalz.

21. Bildung von Salzen durch Einwirkung von Basen oder Metalloxyden auf einfache Stoffe oder Oxyde.

170. Entsprechend dem Streben der Säuren andere Stoffe, z. B. Metalle oder Metallsuperoxyde, so umzuändern, dass sie mit ihnen Salze bilden, wirken auch die Basen, wenn sie mit Säureradikalen oder überhaupt solchen Stoffen zusammenkommen, die sich durch Abgabe oder Aufnahme anderer Stoffe in Säureradikale umwandeln können, darauf hin, mit denselben Salze zu bilden.

Leitet man Chlorgas in feuchtes Calciumhydroxyd, so sucht sowohl das Chlor, als auch das Calciumhydroxyd Salze zu bilden; während ein Theil Calciumhydroxyd als Sauerstoffbase das Bestreben hat einen Theil Chlor zu veranlassen mit ihm zur Bildung eines Sauerstoffsalzes zusammenzutreten, wirkt ein anderer Theil des Calciumhydroxyds durch seinen Gehalt an Calcium-Metall auf einen anderen Theil von Chlor, um mit demselben zu einem Haloïdsalze zusammenzutreten; das Resultat der Zersetzung ist unterchlorigsaures Calciumoxyd (Calciumhypochlorit) und Chlorcalcium (Calciumchlorid): $CaH_2O_2 + 2Cl + CaH_2O_2 + 2Cl = CaCl_2 + CaCl_2O_2 + 2H_2O$. Das Gemenge von Chlorcalcium und Calciumhypochlorit, welches stets noch mehr oder weniger grosse Mengen Calciumhydroxyd enthält, führt im gewöhnlichen Leben den Namen Chlorkalk und wird besonders zum Bleichen baumwollener und leinener Stoffe und zum Desinficiren der Luft angewandt.

Leitet man Chlorgas in eine kalte Lösung von Kaliumhydroxyd, so findet eine ähnliche Zersetzung statt, indem Kaliumhypochlorit, Wasser und Kaliumchlorid entsteht:

$$KHO + Cl + KHO + Cl = KCl + KClO + H_2O.$$

Wird bei Anwendung derselben Quantitäten von Chlor und Kaliumhydroxyd die Flüssigkeit nach dem Hineinleiten des Chlors gekocht, so vertheilen sich die Bestandtheile in der Weise, dass $^5/_6$

des Chlors auf die Bildung von Chlorkalium und 1/6 auf die Bildung eines Sauerstoffsalzes einwirken, ebenso 5/6 des Kaliumhydroxyds in Chlorkalium und 1/6 in Sauerstoffsalz übergehen:

$$5KHO + 5Cl + KHO + Cl = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O;$$

das entstandene Sauerstoffsalz ist dann Kaliumchlorat oder Chlorsaures Kali, welches beim Abdampfen der Flüssigkeit, da es ziemlich schwer löslich ist, herauskrystallisirt.

Beim gelinden Erhitzen von Schwefel mit überschüssigem Kaliumhydroxyd entsteht Einfach-Schwefelkalium, Wasser und Unterschwefligsaures Kali, ist dagegen Schwefel im Ueberschuss, so erhält man Fünffach-Schwefelkalium, Wasser und Unterschwefligsaures Kali.

Wenn Schwefel mit schwachen Basen oder Superoxyden erhitzt wird, so entsteht ein Sulfid und Schwefligsäureanhydrid, z. B. $2HgO + 3S = 2HgS + SO_2$.

Wenn man Phosphor mit Wasser und einer stärkeren Basis, ins Besondere den Hydroxyden von Calcium, Kalium oder Natrium erhitzt, so neutralisiren sich die Stoffe unter Zersetzung des Wassers in der Weise, dass sich ein Sauerstoffsalz der unterphosphorigen Säure (Hypophosphit) und Phosphorwasserstoffgas bildet:

$$4P + 3H_2O + 3KHO = 3KH_2PO_2 + H_3P.$$

Dass das Phosphorwasserstoffgas in Folge der Beimengung der Dämpfe einer kleinen Menge von flüssigem Phosphorwasserstoff (H_4P_2) sich bei gewöhnlicher Temperatur an der atmosphärischen Luft von selbst entzündet, ist § 131 erwähnt.

Wenn Aluminium mit Lösungen starker Basen z. B. Kaliumhydroxyd in Beziehung tritt, so bildet sich unter Entwickelung von Wasserstoff ein Sauerstoffsalz, Natriumaluminat:

$$6NaHO + 2Al = Na_6Al_2O_6 + 6H.$$

Wenn man Chromoxyd Cr_2O_3 mit Kaliumhydroxyd, oder nach dem technischen Verfahren Chromeisenstein $\left.\begin{matrix}Fe\\(Cr_2)\end{matrix}\right\}O_4$ fein gepulvert mit Potasche bei Luftzutritt — oder anstatt dessen unter Zusatz von Salpeter — der Glühhitze aussetzt, so entsteht gelbes Kaliumchromat unter Ausscheidung von Kohlensäureanhydrid und Eisenoxyd:

$$2Fe(Cr_2)O_4 + 4K_2CO_3 + 7O = 4K_2CrO_4 + (Fe_2)O_3 + 4CO_2.$$

Wenn man das erhaltene gelbe normale Kaliumchromat mit einer Sauerstoffsäure, deren Kaliumsalz in Wasser leicht löslich ist,

am besten Essigsäure, behandelt und die Lösung hierauf zur Krystallisation verdunstet, so scheidet sich das schwerer lösliche rothe Kaliumbichromat oder zweifach chromsaure Kali $K_2Cr_2O_7$ in grossen Krystallen aus, während essigsaures Kali gelöst bleibt.

Wird Mangansuperoxyd mit starken Basen, namentlich Kaliumhydroxyd, bei Gegenwart des Sauerstoffs der atmosphärischen Luft oder oxydirenden Substanzen, wie Salpeter oder chlorsaurem Kali, geglüht, so entsteht Kaliummanganat (mangansaures Kali) K_2MnO_4. Zu diesem Behufe wendet man gewöhnlich gleiche Theile von Mangansuperoxyd und Kaliumhydroxyd, oder 1 Th. Mangansuperoxyd und 2 Th. Salpeter an. Im Allgemeinen ist hierbei der chemische Prozess: $MnO_2 + 2KHO + O = K_2MnO_4 + H_2O$. Man erhält eine schwarzgrüne Masse, welche mit wenig Wasser eine tiefgrüne Lösung giebt, aus welcher man durch langsames Verdampfen unter dem Recipienten der Luftpumpe dunkelgrüne Krystalle des rhombischen Systems erhält. Wird die grüne Lösung mit Wasser verdünnt, oder mit einer Säure, z. B. Kohlensäure behandelt, so geht die grüne Lösung durch Blau und Violett in Roth über, wobei sich zugleich braune Flocken von Mangansuperhydroxyd aussondern; die rothe Lösung ist übermangansaures Kali oder Kaliumpermanganat. Wegen dieser Farbenänderung belegte man früher das mangansaure Kali, jetzt aber meist das übermangansaure Kali, mit dem Namen mineralisches Chamäleon. Der Uebergang des grünen Salzes in das rothe erfolgt im Allgemeinen nach der Formel:

$$3K_2MnO_4 + H_2O + 2CO_2 = MnH_2O_3 + 2KMnO_4 + 2K_2CO_3.$$

Das übermangansaure Kali (Kaliumpermanganat) stellt man zweckmässig dar durch gelindes Glühen von 8 Th. feingeriebenem Braunstein, 10 Th. Kaliumhydroxyd und 7 Th. Kaliumchlorat (chlorsaurem Kali $KClO_3$); die Masse wird hierauf in heissem Wasser aufgelöst und durch Hindurchleiten von Kohlensäureanhydrid zersetzt. Beim Abdampfen der Lösung erhält man schwarze Krystalle, welche sich sehr leicht in Wasser mit intensiver violetter Farbe lösen. Das übermangansaure Kali zersetzt sich leicht mit oxydirbaren und namentlich mit organischen Körpern und findet daher in der analytischen Chemie und als Desinfectionsmittel vielfache Anwendung. Fügt man zu der Lösung von übermangansaurem Kali eine Auflösung von Kali, so zersetzen sich beide unter Sauerstoffentwickelung und Ausscheidung von Wasser in mangansaures Kali:

$$2KMnO_4 + 2KHO = 2K_2MnO_4 + O + H_2O.$$

22. Zersetzung der Metallverbindungen durch Einwirkung der Alkalien oder alkalischen Erden oder ihrer Carbonate mit oder ohne Kohle in der Glühhitze.

171. Die Einwirkung der Stoffe aufeinander in der Glühhitze ist eine andere als bei gewöhnlicher Temperatur, theils weil der Grad der Verwandtschaft an und für sich mit der Temperatur sich ändert, theils weil in vielen Fällen in Folge des Eintritts der Schmelzung oder Verdampfung eine innigere Vermischung und daher eine kräftigere chemische Einwirkung eintreten kann.

Wenn man Silberchlorid mit Natriumcarbonat glüht, so entsteht Natriumchlorid und Silbercarbonat, welches letztere, wie die meisten übrigen Carbonate, sich im Entstehungsmomente in Silberoxyd und Kohlensäureanhydrid zerlegt; das Silberoxyd zerlegt sich ebenfalls im Entstehungsmomente, wie alle Oxyde der edeln Metalle, in Silber und Sauerstoff. Das Endresultat dieser chemischen Prozesse ist hiernach: $2AgCl + Na_2CO_3 = 2Ag + 2NaCl + CO_2 + O$.

Setzt man zu den Metallverbindungen Natriumcarbonat und Kohle, so kann man annehmen, dass aus diesen in der Glühhitze Natrium frei wird, welches sich im Entstehungsmomente sogleich an die Stelle des Metalls der ersten Metallverbindung setzt, und dadurch dieses Metall frei macht.

Wenn man z. B. Bleisulfat mit Natriumcarbonat und Kohle glüht, so erhält man Blei, Natriumsulfid und Kohlenoxydgas: $PbSO_4 + Na_2CO_3 + 6C = Pb + Na_2S + 7CO$.

Ebenso kann man Blei aus Bleisulfid gewinnen durch Glühen desselben mit Natriumcarbonat oder Calciumcarbonat und Kohle: $PbS + Na_2CO_3 + 2C = Pb + Na_2S + 3CO$.

In ganz ähnlicher Weise zerlegt sich auch Arsensulfid (das Arsen verhält sich überhaupt in mancher Beziehung ähnlich wie ein Metall) mit Kalium- oder Calciumcarbonat und Kohle geglüht in sublimirendes Arsen, Kalium- oder Calciumsulfid und Kohlenoxydgas: $As_2S_3 + 3K_2CO_3 + 6C = 2As + 3K_2S + 9CO$; wird der Versuch in einer engen unten zugeschmolzenen Glasröhre ausgeführt, so erscheint das Arsen in dem kälteren Theile der Röhre als sogenannter Arsenspiegel.

Ist das Metall der zu zersetzenden Metallverbindung ein Alkalimetall, so tritt es bei gehöriger Mischung nicht frei auf, sondern die

Verbindung verwandelt sich in Carbonat. Dieser Prozess ist namentlich in Betreff der Darstellung der Soda, welche ihrerseits vorzugsweise in der Seifensiederei Verwendung findet, von grosser Bedeutung. Zu diesem Zwecke wird zunächst das in der Natur in grosser Menge vorkommende Natriumchlorid mit Schwefelsäure zersetzt: $2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$; das hierdurch gewonnene Natriumsulfat (Glaubersalz) wird hierauf mit Kohle und Calciumcarbonat gemengt und stark geglüht. Hierbei wirkt die Kohle auf das Natriumsulfat ein und zersetzt sich mit demselben in Natriumsulfid und Kohlensäureanhydrid: $Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$; das entstehende Natriumsulfid zersetzt sich gleichzeitig mit dem Calciumcarbonat in Natriumcarbonat und Calciumsulfid, welches letztere mit einem anderen Theile Calciumoxyd in eine Doppelverbindung von Calciumsulfid und Calciumoxyd übergeht. Dieser zusammengesetzte Prozess wird durch folgende Gleichung dargestellt: $5Na_2SO_4 + 10C + 7CaCO_3 = (5CaS, 2CaO) + 12CO_2 + 5Na_2CO_3$. Die geschmolzene Masse wird hierauf ausgelaugt, wobei das Natriumcarbonat gelöst wird und die Calciumverbindung ungelöst bleibt. Durch Abdampfen der Lösung erhält man die krystallisirte Soda $Na_2CO_3, 10H_2O$.

B. Uebersicht der Darstellungsmethoden der wichtigsten anorganischen Körper.

(Die beigefügten römischen Ziffern beziehen sich auf die drei Ordnungen I. Verbindungsprozesse, II. Zersetzungsprozesse, III. Substitutionsprozesse; die arabischen Ziffern auf die Gruppen der chemischen Prozesse.)

172. Wasserstoff.

Wasserstoff H.

1. Durch Zersetzung des Wassers oder des Chlorwasserstoffs durch den galvanischen Strom II. 10:

$$H_2O = 2H + O.$$
$$HCl = H + Cl.$$

2. Durch Einwirkung von Natrium auf Wasser III. 3:
$$H_2O + Na = HNaO + H.$$
3. Durch Glühen von Eisen mit Wasserdampf III. 3:
$$4H_2O + 3Fe = Fe_3O_4 + 8H.$$
4. Durch Einwirkung von Säuren auf Zink oder Eisen III. 8:
$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + 2H.$$
$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + 2H.$$
5. Durch Einwirkung von Natronlauge auf Aluminium III. 21:
$$6HNaO + 2Al = Na_6(Al_2)O_6 + 6H.$$

173. Chlor.

Chlor Cl.

1. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Superoxyde III. 19:
$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Superoxyde und Chloride III. 19:
$$MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O + 2Cl.$$

Chlorwasserstoff HCl.

1. Durch Einwirkung von Chlor auf Wasserstoff unter Einfluss von Wärme, Licht oder Elektrizität I. 5:
$$H + Cl = HCl.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Chloride III. 12:
$$2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl + Na_2SO_4.$$

174. Fluor.

Fluorwasserstoff HFl.

Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Calciumfluorid III. 12:
$$CaFl_2 + H_2SO_4 = 2HFl + CaSO_4.$$

175. Sauerstoff.

Sauerstoff O.

1. Durch Erhitzung der Oxyde der edelen Metalle II. 1:
$$HgO = Hg + O.$$

2. Durch Glühen der Superoxyde II. 2:

$$3MnO_2 = Mn_3O_4 + 2O.$$

3. Durch Erhitzen der Chlorate II. 8:

$$KClO_3 = KCl + 3O.$$

4. Durch Erhitzen der Superoxyde mit Sauerstoffsäuren III. 18:

$$MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O.$$

5. Durch Erhitzen von zweifach chromsaurem Kali mit Schwefelsäure III. 18:

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = \left.\begin{matrix} K_2 \\ (Cr_2) \end{matrix}\right\} S_4O_{16} + 4H_2O + 3O.$$

Wasserstoffoxyd oder Wasser H_2O.

1. Durch Erhitzen der mit Krystallwasser versehenen Stoffe I. 12:

$$CuSO_4,\ 5H_2O = CuSO_4 + 5H_2O.$$

2. Durch Verbindung von Wasserstoff mit Sauerstoff unter Vermittelung von Wärme, Elektrizität oder bei Berührung mit Platinschwamm I. 2:

$$2H + O = H_2O.$$

3. Durch Verbrennung der Wasserstoffverbindungen I. 6:

$$2H_3P + 8O = 3H_2O + P_2O_5.$$

4. Durch Erhitzen von Hydroxyden II. 4:

$$CuH_2O_2 = CuO + H_2O.$$

5. Durch Einwirkung von Wasserstoffgas auf Sauerstoffverbindungen in der Hitze III. 4:

$$CuO + 2H = Cu + H_2O.$$

6. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle III. 6:

$$3Pb + 8HNO_3 = 3PbN_2O_6 + 2NO + 4H_2O.$$

7. Durch Einwirkung heisser Schwefelsäure auf Metalle III. 7:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O.$$

8. Durch Einwirkung von Säuren auf Basen III. 9:

$$2HKO + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O.$$
$$HNaO + HCl = H_2O + NaCl.$$

9. Durch Einwirkung der Anhydride der Sauerstoffsäuren auf Basen III. 10:

$$CaH_2O_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

10. Durch Einwirkung der Säuren auf Metalloxyde III. 11:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O.$$
$$HgO + 2HCl = HgCl_2 + H_2O.$$

11. Durch Einwirkung von Sauerstoffsäuren auf Metallsuperoxyde III. 18:
$$MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O.$$
12. Durch Einwirkung von Haloïdsäuren auf Metallsuperoxyde III. 19:
$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2\,Cl.$$
13. Durch Auflösung der Metalle in Salpetersalzsäure III. 20:
$$3Cu + 6HCl + 2HNO_3 = 3CuCl_2 + 4H_2O + 2NO.$$
14. Durch Einwirkung von Basen auf einfache Stoffe III. 21:
$$6HKO + 6Cl = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O.$$

176. Schwefel.

Schwefel S.

1. Durch Erhitzen von Supersulfiden II. 2:
$$3FeS_2 = Fe_3S_4 + 2S.$$
2. Durch Einwirkung von Ferrisalzen (Eisenoxydsalzen) auf Schwefelwasserstoff III. 16:
$$(Fe_2)S_3O_{12} + H_2S = 2FeSO_4 + H_2SO_4 + S.$$

Schwefelwasserstoff (Wasserstoffsulfid) H_2S.

1. Durch Zersetzung von Schwefelmetallen mit Schwefelsäure oder Salzsäure III. 15:
$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S.$$
$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S.$$

Schwefligsäureanhydrid SO_2.

1. Durch Erhitzen von Schwefel mit Sauerstoff I. 2:
$$S + 2O = SO_2.$$
2. Durch Erhitzen von Sulfiden mit Sauerstoff I. 6:
$$CS_2 + 6O = CO_2 + 2SO_2.$$
3. Durch Einwirkung von siedender Schwefelsäure auf Kohle III. 5:
$$2H_2SO_4 + C = 2H_2O + 2SO_2 + CO_2.$$
4. Durch Einwirkung siedender Schwefelsäure auf Metalle III. 7:
$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2.$$
5. Durch Einwirkung von Säuren auf schwefligsaure Salze III. 12:
$$K_2SO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2O + SO_2.$$

6. Durch Einwirkung von Schwefel auf Metalloxyde oder Superoxyde III. 21:

$$2HgO + 3S = 2HgS + SO_2$$
$$MnO_2 + 2S = MnS + SO_2.$$

Schwefelsäure H_2SO_4.

1. Durch Verbindung des Schwefelsäureanhydrids mit Wasser I. 8:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

2. Durch Kochen von Schwefel mit Salpetersäure III. 6:

$$S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO.$$

3. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Schwefligsäureanhydrid III. 6:

$$SO_2 + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO_2.$$

4. Durch Zersetzung von löslichen Sulfaten mit andern Säuren III. 12:

$$Ag_2SO_4 + 2HCl = 2AgCl + H_2SO_4.$$

5. Durch Zersetzung von Sulfaten mit Schwefelwasserstoff III. 16:

$$CuSO_4 + H_2S = H_2SO_4 + CuS.$$

Schwefelsäureanhydrid SO_3.

1. Durch Erhitzen von Ferrisulfat (schwefelsaurem Eisenoxyd) II. 6:

$$(Fe_2)S_2O_9 = (Fe_2)O_3 + 2SO_3.$$

2. Durch Erhitzen von Ferrosulfat (schwefelsaurem Eisenoxydul) II. 6:

$$2FeSO_4 = (Fe_2)O_3 + SO_2 + SO_3.$$

3. Durch Erhitzen der rauchenden Schwefelsäure II. 6:

$$H_2SO_4, nSO_3 = H_2SO_4 + nSO_3.$$

177. Stickstoff.

Stickstoff N.

Aus der atmosphärischen Luft durch Entziehung von Sauerstoff vermittelst Phosphor. § 75.

Stickstoffoxydul N_2O.

Durch Erhitzen von Ammoniumnitrat II. 7:

$$(NH_4)NO_3 = N_2O + 2H_2O.$$

Stickstoffoxyd NO.

1. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Metalle III. 6:
$$3Cu + 8HNO_3 = 3CuN_2O_6 + 4H_2O + 2NO.$$
2. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Nichtmetalle III. 6:
$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO.$$
3. Durch Einwirkung von Salpetersalzsäure auf Metalle III. 20:
$$Au + (3HCl + HNO_3) = AuCl_3 + 2H_2O + NO.$$

Stickstoffsuperoxyd NO_2.

1. Durch Einwirkung von trockenem Sauerstoff auf Stickstoffoxyd III. 6:
$$NO + O = NO_2.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefligsäureanhydrid auf Salpetersäure III. 6:
$$SO_2 + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO_2.$$
3. Durch Erhitzen von Bleinitrat II. 7:
$$PbN_2O_6 = PbO + 2NO_2 + O.$$

Salpetersäure HNO_3.

1. Durch Zersetzung von Wasser mit Stickstoffsuperoxyd III. 6:
$$3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Nitrate III. 12:
$$NaNO_3 + H_2SO_4 = HNO_3 + NaHSO_4.$$

Ammoniak NH_3.

Durch Einwirkung starker Basen auf Ammoniumsalze III. 13:

$$2NH_4Cl + CaH_2O_2 = CaCl_2 = 2NH_3 + 2H_2O.$$

Ammoniumchlorid NH_4Cl.

1. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Ammoniak I. 10:
$$NH_3 + HCl = NH_4Cl.$$
2. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Ammoniumcarbonat III. 12:
$$(NH_4)_4C_3O_8 + 4HCl = 4NH_4Cl + 2H_2O + 3CO_2.$$

3. Durch Einwirkung von Wasser und Ammoniak auf Metallchloride III. 13:
$$(Fe_2)Cl_6 + 6[NH_3 + H_2O] = 6NH_4Cl + Fe_2H_6O_6.$$
4. Durch Zersetzung von Ammoniumsalzen mit Metallchloriden III. 14:
$$(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2NH_4Cl.$$

Ammoniumnitrat $(NH_4)NO_3$.

1. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Ammonium I. 10:
$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$
2. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Ammoniumcarbonat III. 12:
$$(NH_4)_4C_3O_8 + 4HNO_3 = 4NH_4NO_3 + 2H_2O + 3CO_2.$$
3. Durch Zersetzung eines Nitrats mit einem Ammoniumsalze III. 14.
$$(NH_4)_2SO_4 + PbN_2O_6 = 2NH_4NO_3 + PbSO_4.$$

Ammoniumsulfat $(NH_4)_2SO_4$.

1. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Ammoniak I. 10:
$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Ammoniumsalze III. 12:
$$(NH_4)_4C_3O_8 + 2H_2SO_4 = 2(NH_4)_2SO_4 + 2H_2O + 3CO_2.$$
3. Durch Fällung der Lösung eines Sulfats durch ein Ammoniumsalz III. 14:
$$(NH_4)_4C_3O_8 + 2MnSO_4 = 2(NH_4)_2SO_4 + 2MnCO_3 + CO_2.$$

178. Phosphor.

Phosphor P.

1. Durch Glühen von Phosphorsäureanhydrid mit Kohle III. 5:
$$P_2O_5 + 5C = 2P + 5CO.$$
2. Durch Glühen von Calciummetaphosphat mit Kohle III. 5:
$$3CaP_2O_6 + 10C = Ca_3P_2O_8 + 10CO + 4P.$$

Phosphorwasserstoff H_3P.

Durch Einwirkung starker Basen und Wasser auf Phosphor III. 21:
$$4P + 3H_2O + 3KHO = H_3P + 3KH_2PO_2.$$

Phosphorigsäureanhydrid P_2O_3.

durch Einwirkung von trockener nicht erwärmter atmosphärischer Luft auf Phosphor I. 2:

$$2P + 3O = P_2O_3.$$

Phosphorsäure H_3PO_4.

1. Durch Behandlung von Phosphor mit Salpetersäure III. 6:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO.$$

2. Durch Behandlung von Phosphaten mit Säuren III. 12:

$$Ca_3P_2O_8 + 3H_2SO_4 + 6H_2O = 2H_3PO_4 + 3[CaSO_4\ 2H_2O].$$

Phosphorsäureanhydrid P_2O_5.

durch Verbrennen von Phosphor in Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft I. 2:

$$2P + 5O = P_2O_5.$$

179. Arsen.

Arsen. As.

durch Glühen von Arsenigsäureanhydrid mit Kohle III. 5:

$$As_2O_3 + 3C = 2As + 3CO.$$

Arsenigsäureanhydrid A_2O_3.

Durch Erhitzen von Arsen an der Luft I. 2:

$$2As + 3O = As_2O_3.$$

Dreifach-Schwefelarsen As_2S_3.

Durch Behandlung einer Lösung von Arsenigsäureanhydrid mit Schwefelwasserstoff III. 16:

$$As_2O_3 + 3H_2S = As_2S_3 + 3H_2O.$$

180. Bor.

Borsäure H_3BO_3.

Durch Zersetzung von borsaurem Natron durch eine Säure III. 12:

$$Na_2B_4O_7,\ 10H_2O + 2HCl = 4H_3BO_3 + 5H_2O + 2NaCl.$$

Borsäureanhydrid B_2O_3.

Durch Glühen von Borsäure II. 4:

$$2H_3BO_3 = 3H_2O + B_2O_3.$$

181. Silicium.

Siliciumsäure H_4SiO_4.

Durch Behandlung von kieselsauren Salzen mit Säuren III. 12:

$$K_2Si_4O_9 + 2HCl + 7H_2O = 4H_4SiO_4 + 2KCl.$$

Siliciumsäureanhydrid SiO_2.

Durch Glühen von Siliciumsäure II. 4:

$$H_4SiO_4 = SiO_2 + 2H_2O.$$

182. Kohlenstoff.

Kohlensäureanhydrid CO_2.

1. Durch Glühen von Kohlenstoff mit Sauerstoff I. 2:

$$C + 2O = CO_2.$$

2. Durch Verbrennen von Kohlenwasserstoff mit Sauerstoff I. 6:

$$H_2C + 3O = H_2O + CO_2.$$

3. Durch Erhitzen von Carbonaten II. 5:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

4. Durch Erhitzen von Sauerstoffverbindungen mit Kohle III. 5:

$$2H_2SO_4 + C = 2H_2O + 2SO_2 + CO_2.$$

5. Durch Erhitzung von Sauerstoffverbindungen mit Kohlenoxydgas III. 5:

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2.$$

6. Durch Einwirkung von Säuren auf Carbonate III. 12:

$$K_2CO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2O + CO_2.$$
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

7. Durch Zersetzung von Carbonaten schwacher Basen mit anderen Salzen III. 14:

$$Al_2S_3O_{12} + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = (Al_2)H_6O_6 + 3Na_2SO_4 + 3CO_2.$$

Kohlenoxydgas CO.

1. Durch Glühen von Kohlensäureanhydrid mit Kohle I. 2:

$$CO_2 + C = 2CO.$$

2. Durch Desoxydation von Sauerstoffverbindungen durch Kohle III. 5:

$$ZnO + C = Zn + CO.$$
$$P_2O_5 + 5C = 2P + 5CO.$$

Schwefelkohlenstoff CS_2.

Durch Glühen von Kohlenstoff mit Schwefel I. 4:

$$C + 2S = CS_2.$$

183. Kalium.

Kalium K.

1. Durch Zersetzung von Kaliumhydroxyd mit Eisen in der Glühhitze III. 2:

$$4HKO + 3Fe = Fe_3O_4 + 4H + 4K.$$

2. Durch Glühen von Kaliumcarbonat mit Kohle III. 5:

$$K_2CO_3 + 2C = 2K + 3CO.$$

Kaliumhydroxyd HKO.

1. Durch Verbindung von Kaliumoxyd mit Wasser I. 7:

$$K_2O + H_2O = 2HKO.$$

2. Durch Zersetzung von Kaliumcarbonat mit Calciumhydroxyd III. 13:

$$K_2CO_3 + CaH_2O_2 = CaCO_3 + 2KHO.$$

Kaliumchlorid KCl.

1. Durch Erhitzung von Kaliumchlorat II. 8:

$$KClO_3 = KCl + 3O.$$

2. Durch Zersetzung von Kaliumhydroxyd mit Salzsäure III. 9:

$$HKO + HCl = H_2O + KCl.$$

3. Durch Zersetzung von Kaliumcarbonat mit Salzsäure III. 12:

$$K_2CO_3 + 2HCl = H_2O + CO_2 + 2KCl.$$

4. Durch Zersetzung von Chloriden mit Kaliumhydroxyd III. 13:

$$NH_4Cl + HKO = KCl + NH_3 + H_2O.$$

$$(Fe_2)Cl_6 + 6HKO = 6KCl + (Fe_2)H_6O_6.$$

5. Durch Zersetzung von Chloriden mit Kaliumsalzen III. 14:

$$BaCl_2 + K_2SO_4 = 2KCl + BaSO_4.$$

6. Durch Einwirkung von Chlor auf Kaliumhydroxyd III. 21:

$$2HKO + 2Cl = H_2O + KClO + KCl.$$

Kaliumhypochlorit (Unterchlorigsaures Kali) KClO.

Durch Einwirkung von Chlor auf eine kalte Lösung von Kaliumhydroxyd III. 21:

$$2HKO + 2Cl = H_2O + KClO + KCl.$$

Kaliumchlorat (Chlorsaures Kali) $KClO_3$.

Durch Einwirkung von Chlor auf eine heisse gesättigte Lösung von Kaliumhydroxyd III. 21:

$$6HKO + 6Cl = 3H_2O + KClO_3 + 5KCl.$$

Kaliummonosulfid K_2S.

1. Durch Erhitzen von Kaliumsulfat mit Kohle III. 5:
$$K_2SO_4 + 4C = K_2S + 4CO.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf Kaliumhydroxyd III. 17:
$$2HKO + H_2S = 2H_2O + K_2S.$$

Kaliumsulfat K_2SO_4.

1. Durch Zersetzung von Kaliumhydroxyd mit Schwefelsäure III. 9:
$$2HKO + H_2SO_4 = 2H_2O + K_2SO_4.$$
2. Durch Zersetzung von Kaliumsalzen mit Schwefelsäure III. 12:
$$K_2CO_3 + H_2SO_4 = H_2O + CO_2 + K_2SO_4.$$
$$2KNO_3 + H_2SO_4 = 2HNO_3 + K_2SO_4.$$
$$2KCl + H_2SO_4 = 2HCl + K_2SO_4.$$
3. Durch Zersetzung von Sulfaten mit Kaliumhydroxyd III. 13:
$$(Fe_2)S_3O_{12} + 6HKO = (Fe_2)H_6O_6 + 3K_2SO_4.$$
4. Durch Zersetzung von Sulfaten mit Kaliumsalzen III. 14:
$$(Al_2)S_3O_{12} + 3K_2CO_3 + 3H_2O = (Al_2)H_6O_6 + 3CO_2 + 3K_2SO_4.$$
5. Durch Zersetzung von Salzen mit Kaliumsulfid, oder mit Schwefelwasserstoff und Kaliumhydroxyd III. 17:
$$FeSO_4 + H_2S + 2HKO = K_2SO_4 + FeS + 2H_2O.$$

Kaliumnitrat KNO_3.

1. Durch Zersetzung von Kaliumhydroxyd mit Salpetersäure III. 9:
$$HKO + HNO_3 = H_2O + KNO_3.$$
2. Durch Zersetzung von Kaliumcarbonat mit Salpetersäure III. 12:
$$K_2CO_3 + 2HNO_3 = H_2O + CO_2 + 2KNO_3.$$
3. Durch Zersetzung von Nitraten mit Kaliumhydroxyd III. 13:
$$PbN_2O_6 + 2HKO = 2KNO_3 + PbH_2O_2.$$

4. Durch Zersetzung von Nitraten mit Kaliumsalzen III. 14:
$$K_2CO_3 + CaN_2O_6 = CaCO_3 + 2KNO_3.$$

Kaliumsilicat (Wasserglas) $K_2Si_4O_9$.

Durch Glühen von Kieselsäureanhydrid mit Kaliumhydroxyd III. 10:
$$2HKO + 4SiO_2 = H_2O + K_2Si_4O_9.$$

184. Natrium.

Natrium Na.

Darstellung wie die des Kaliums.

Natriumhydroxyd HNaO.

Darstellung wie des Kaliumhydroxyds.

Natriumhypochlorit (Unterchlorigsaures Natron) NaClO.

Darstellung wie die des Kaliumhypochlorits.

Natriumsulfat Na_2SO_4.

Darstellung wie die des Kaliumsulfats.

Natriumnitrat $NaNO_3$.

Darstellung wie die des Kaliumnitrats.

Natriumborat $Na_2B_4O_7$.

Durch Einwirkung von Borsäure auf Natriumcarbonat III. 12:
$$Na_2CO_3 + 4H_3BO_3 = CO_2 + 6H_2O + Na_2B_4O_7.$$

Natriumcarbonat Na_2CO_3.

Durch Zersetzung von Natriumsulfat mit Kohle und Calciumcarbonat III. 22:
$$5Na_2SO_4 + 10C + 7CaCO_3 = (5CaS, 2CaO) + 12CO_2 + 5Na_2CO_3.$$

185. Calcium.

Calcium Ca.

Durch Zersetzung des geschmolzenen Calciumchlorids durch den galvanischen Strom II. 10:
$$CaCl_2 = Ca + 2Cl.$$

Calciumchlorid $CaCl_2$.

Durch Zersetzung von Calciumcarbonat mit Salzsäure III. 12:
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O.$$

Calciumhypochlorit (Unterchlorigsaure Kalkerde) $CaCl_2O_2$.

Durch Behandlung von Calciumhydroxyd mit Chlor III. 21:
$$2CaH_2O_2 + 4Cl = CaCl_2O_2 + CaCl_2 + 2H_2O.$$

Calciumoxyd CaO.

Durch Glühen von Calciumcarbonat II. 5:
$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Calciumhydroxyd CaH_2O_2.

Durch Behandlung von Calciumoxyd mit Wasser I. 7:
$$CaO + H_2O = CaH_2O_2.$$

Calciumsulfid CaS.

Durch Glühen von Calciumsulfat mit Kohle III. 5:
$$CaSO_4 + 4C = CaS + 4CO.$$

Calciumsulfat $CaSO_4, 2H_2O$.

1. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Calciumhydroxyd III. 9:
$$CaH_2O_2 + H_2SO_4 = CaSO_4, 2H_2O.$$

2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Calciumsalze III. 12:
$$CaCO_3 + H_2SO_4 + H_2O = CO_2 + CaSO_4, 2H_2O.$$
$$CaN_2O_6 + H_2SO_4 + 2H_2O = 2HNO_3 + CaSO_4, 2H_2O.$$
$$CaCl_2 + H_2SO_4 + 2H_2O = 2HCl + CaSO_4, 2H_2O.$$

3. Durch Zersetzung eines Calciumsalzes mit einem Sulfat III. 14:
$$CaCl_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O = 2NaCl + CaSO_4, 2H_2O.$$
$$CaN_2O_6 + Na_2SO_4 + 2H_2O = 2NaNO_3 + CaSO_4, 2H_2O.$$

Calciumcarbonat $CaCO_3$.

1. Durch Behandlung von Calciumhydroxyd mit Kohlensäureanhydrid III. 10:
$$CaH_2O_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

2. Durch Zersetzung eines Calciumsalzes mit einem löslichen Carbonat III. 14:

$$CaN_2O_6 + Na_2CO_3 = 2NaNO_3 + CaCO_3.$$
$$CaCl_2 + K_2CO_3 = 2KCl + CaCO_3.$$

186. Baryum.

Baryum Ba.

Durch Zersetzung des geschmolzenen Baryumchlorids durch den galvanischen Strom II. 10.

$$BaCl_2 = Ba + 2Cl.$$

Baryumchlorid $BaCl_2$.

1. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Baryumhydroxyd III. 9:
$$BaH_2O_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O.$$
2. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Baryumcarbonat III. 12:
$$BaCO_3 + 2HCl = BaCl_2 + H_2O + CO_2.$$
3. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Baryumsulfid III. 15:
$$BaS + 2HCl = BaCl_2 + H_2S.$$

Baryumoxyd BaO.

1. Durch Glühen von Baryumcarbonat II. 5:
$$BaCO_3 = BaO + CO_2.$$
2. Durch Glühen von Baryumnitrat II. 7:
$$BaN_2O_6 = BaO + 2NO_2 + O.$$

Baryumhydroxyd BaH_2O_2.

1. Durch Behandlung von Baryumoxyd mit Wasser I. 7:
$$BaO + H_2O = BaH_2O_2.$$
2. Durch Kochen von wässerigem Baryumsulfid mit Kupferoxyd III. 17:
$$BaS + CuO + H_2O = BaH_2O_2 + CuS.$$

Baryumsulfid BaS.

Durch Glühen von Baryumsulfat mit Kohle II. 5:

$$BaSO_4 + 4C = BaS + 4CO.$$

Baryumsulfat $BaSO_4$.

1. Durch Einwirkung von Baryumhydroxyd auf Schwefelsäure III. 9:
$$BaH_2O_2 + H_2SO_4 = 2H_2O + BaSO_4.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Baryumsalze III. 12:
$$BaCl_2 + H_2SO_4 = 2HCl + BaSO_4.$$
3. Durch Einwirkung der Lösung eines Sulfats auf ein Baryumsalz III. 14:
$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + BaSO_4.$$

Baryumnitrat BaN_2O_6.

1. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Baryumhydroxyd III. 9:
$$BaH_2O_2 + 2HNO_3 = 2H_2O + BaN_2O_6.$$
2. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Baryumcarbonat III. 12:
$$BaCO_3 + 2HNO_3 = H_2O + CO_2 + BaN_2O_6.$$
3. Durch Einwirkung der Lösung eines Baryumsalzes auf die Lösung eines Nitrats III. 14:
$$BaCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl + BaN_2O_6.$$

Baryumcarbonat $BaCO_3$.

1. Durch Behandlung von Baryumhydroxyd mit Kohlensäureanhydrid III. 10:
$$BaH_2O_2 + CO_2 = BaCO_3 + H_2O.$$
2. Durch Einwirkung einer Lösung eines Baryumsalzes auf eine Lösung von Alkalicarbonat III. 14:
$$BaCl_2 + Na_2CO_3 = BaCO_3 + 2NaCl.$$
3. Durch Einwirkung einer Lösung von Baryumsulfid auf eine Lösung von Alkalicarbonat III. 17:
$$BaS + Na_2CO_3 = BaCO_3 + Na_2S.$$

187. Magnesium.

Magnesium Mg.

Durch Erhitzen von Magnesiumchlorid mit Natrium III. 2:
$$MgCl_2 + 2Na = Mg + 2NaCl.$$

Magnesiumoxyd MgO.

1. Durch Verbrennen von Magnesium in Sauerstoffgas I. 1:
$$Mg + O = MgO.$$
2. Durch Glühen von Magnesiumhydroxyd II. 4:
$$MgH_2O_2 = MgO + H_2O.$$
3. Durch Glühen von Magnesiumcarbonat II. 5:
$$MgCO_3 = MgO + CO_2.$$
4. Durch Glühen von Magnesiumnitrat II. 7:
$$MgN_2O_6 = MgO + 2NO_2 + O.$$

Magnesiumhydroxyd MgH_2O_2.

1. Durch Behandlung von Magnesiumoxyd mit Wasser I. 7:
$$MgO + H_2O = MgH_2O_2.$$
2. Durch Einwirkung von Kaliumhydroxyd auf Magnesiumsalze III. 13:
$$MgSO_4 + 2HKO = MgH_2O_2 + K_2SO_4.$$

188. Aluminium.

Aluminium Al.

1. Durch Erhitzen von Aluminiumchlorid mit Natrium III. 2:
$$Al_2Cl_6 + 6Na = 2Al + 6NaCl.$$
2. Durch Glühen von Natriumaluminiumfluorid mit Natrium III. 2:
$$\left.\begin{matrix} Na_6 \\ (Al_2) \end{matrix}\right\} Fl_{12} + 6Na = 12NaFl + 2Al.$$

Aluminiumoxyd Al_2O_3.

1. Durch Glühen von Aluminiumhydroxyd II. 4:
$$(Al_2)H_6O_6 = (Al_2)O_3 + 3H_2O.$$
2. Durch Glühen von Aluminiumsulfat II. 6:
$$(Al_2)S_3O_{12} = Al_2O_3 + 3SO_2 + 3O.$$

Aluminiumhydroxyd $(Al_2)H_6O_6$.

Durch Behandlung der Lösung eines Aluminiumsalzes mit Ammoniak III. 13:
$$(Al_2)S_3O_{12} + 6(NH_3 + H_2O) = (Al_2)H_6O_6 + 3(NH_4)_2SO_4.$$

Aluminiumsulfat $(Al_2)S_3O_{12}$.

1. Durch Behandlung von Aluminiumhydroxyd mit Schwefelsäure III. 9:

$$(Al_2)H_6O_6 + 3H_2SO_4 = (Al_2)S_3O_{12} + 6H_2O.$$

2. Durch Behandlung von Aluminiumsilicat mit Schwefelsäure III. 12:

$$(Al_2)Si_2O_7 + 3H_2SO_4 = (Al_2)S_3O_{12} + (2SiO_2 + 3H_2O).$$

Ammoniumaluminiumsulfat (Ammoniak-Alaun) $(Al_2)Am_2S_4O_{16}$, $24H_2O$.

Durch Behandlung von Aluminiumsulfat mit Ammoniumsulfat I. 11:

$$(Al_2)S_3O_{12} + Am_2SO_4 + 24H_2O = \left.\begin{matrix}(Al_2)\\ Am_2\end{matrix}\right\} S_4O_{16},\ 24H_2O.$$

Kaliumaluminiumsulfat (Kali-Alaun) $(Al_2)K_2S_4O_{16}$, $24H_2O$.

Durch Behandlung von Aluminiumsulfat mit Kaliumsulfat I. 11:

$$(Al_2)S_3O_{12} + K_2SO_4 + 24H_2O = \left.\begin{matrix}(Al_2)\\ K_2\end{matrix}\right\} S_4O_{16},\ 24H_2O.$$

189. Zink.

Zink Zn.

1. Durch Zersetzung eines Zinksalzes durch den galvanischen Strom II. 10:

$$ZnSO_4 + H_2O = Zn + H_2SO_4 + O.$$

2. Durch Glühen von Zinkoxyd mit Kohle III. 5:

$$ZnO + C = Zn + CO.$$

Zinkchlorid $ZnCl_2$.

1. Durch Einwirkung von Chlor auf Zink I. 5:

$$Zn + 2Cl = ZnCl_2.$$

2. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Zink III. 8:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + 2H.$$

3. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Zinkoxyd III. 11:

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O.$$

4. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Zinkcarbonat III. 12:
$$ZnCO_3 + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Zinkoxyd ZnO.

1. Durch Erhitzen von Zink mit Sauerstoff I. 1:
$$Zn + O = ZnO.$$
2. Durch Erhitzen von Zinkhydroxyd II. 4:
$$ZnH_2O_2 = ZnO + H_2O.$$
3. Durch Erhitzen des Zinkcarbonats II. 5:
$$ZnCO_3 = ZnO + CO_2.$$

Zinkhydroxyd ZnH_2O_2.

Durch Zersetzung der Lösung eines Zinksalzes durch Kaliumhydroxyd III. 13:
$$ZnSO_4 + 2HKO = K_2SO_4 + ZnH_2O_2.$$

Zinksulfat $ZnSO_4$.

1. Durch Behandlung der Lösung von Kupfersulfat mit Zink III. 1:
$$CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu.$$
2. Durch Einwirkung von wässeriger Schwefelsäure auf Zink III. 8:
$$Zn + H_2SO_4 = 2H + ZnSO_4.$$
3. Durch Behandlung von Zinkoxyd mit Schwefelsäure III. 11.
$$ZnO + H_2SO_4 = H_2O + ZnSO_4.$$
4. Durch Behandlung von Zinksalzen mit Schwefelsäure III. 12:
$$ZnCl_2 + H_2SO_4 = 2HCl + ZnSO_4.$$
$$ZnCO_3 + H_2SO_4 = H_2O + CO_2 + ZnSO_4.$$

190. Eisen.

Eisen. Fe.

1. Durch Glühen von Eisenoxyd mit Wasserstoffgas III. 4:
$$(Fe_2)O_3 + 6H = 2Fe + 3H_2O.$$
2. Durch Glühen von Eisenoxyd oder Eisenoxyduloxyd mit Kohle oder Kohlenoxydgas III. 5:
$$Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO$$
$$Fe_3O_4 + 4CO = 3Fe + 4CO_2.$$

Ferrochlorid $FeCl_2$.

1. Durch Glühen von Eisen mit Chlorgas II. 5:
$$Fe + 2Cl = FeCl_2.$$
2. Durch Einwirken von Chlorwasserstoff auf Eisen III. 8:
$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + 2H.$$
3. Durch Einwirkung von Chlormetallen auf Eisenoxydulsalze III. 14:
$$FeSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + FeCl_2.$$

Ferrichlorid $(Fe_2)Cl_6$.

1. Durch Behandlung von Eisenchlorür mit Chlorgas I. 5:
$$2FeCl_2 + 2Cl = (Fe_2)Cl_6.$$
2. Durch Behandlung von Eisenchlorür mit Salpetersäure unter Zusatz von Salzsäure III. 6:
$$6FeCl_2 + 6HCl + 2HNO_3 = 3(Fe_2)Cl_6 + 2NO + 4H_2O.$$
3. Durch Behandlung von Eisenhydroxyd mit kochender Salzsäure III. 9:
$$(Fe_2)H_6O_6 + 6HCl = (Fe_2)Cl_6 + 6H_2O.$$
4. Durch Einwirkung von Chlormetallen auf Eisenoxydsalze III. 14:
$$(Fe_2)S_3O_{12} + 3BaCl_2 = 3BaSO_4 + (Fe_2)Cl_6.$$

Eisenhydroxydul FeH_2O_2.

Durch Zersetzung eines Oxydulsalzes mit Kaliumhydroxyd III. 13:
$$FeSO_4 + 2HKO = K_2SO_4 + FeH_2O_2.$$

Eisenoxyduloxyd Fe_3O_4.

1. Durch Glühen von Eisen in Sauerstoffgas I. 1:
$$3Fe + 4O = Fe_3O_4.$$
2. Durch Glühen von Eisen mit Wasserdampf III. 3:
$$4H_2O + 3Fe = Fe_3O_4 + 8H.$$

Eisenhydroxyd $Fe_2H_6O_6$.

Durch Behandlung eines Ferrisalzes (Eisenoxydsalzes) mit Alkalien III. 13.
$$(Fe_2)S_3O_{12} + 6(NH_3 + H_2O) = (Fe_2)H_6O_6 + 3(NH_4)_2SO_4.$$
$$(Fe_2)Cl_6 + 6HKO = (Fe_2)H_6O_6 + 6KCl.$$

Eisenoxyd $(Fe_2)O_3$.

1. Durch Glühen von Eisen mit Sauerstoff I. 1:
$$2Fe + 3O = (Fe_2)O_3.$$
2. Durch Glühen von Eisenhydroxyd II. 4:
$$(Fe_2)H_6O_6 = (Fe_2)O_3 + 3H_2O.$$
3. Durch Glühen von Ferrosulfat (schwefelsaurem Eisenoxydul) II. 6:
$$2FeSO_4 = (Fe_2)O_3 + SO_2 + SO_3.$$
4. Durch Glühen von Ferrisulfat (schwefelsaurem Eisenoxyd) II. 6:
$$(Fe_2)S_2O_9 = (Fe_2)O_3 + 2SO_3.$$
5. Durch Glühen von Ferrinitrat II. 7:
$$(Fe_2)N_6O_{18} = (Fe_2)O_3 + 6NO_2 + 3O.$$

Eisenmonosulfid (Einfach-Schwefeleisen) FeS.

1. Durch Glühen von Eisen mit Schwefel I. 4:
$$Fe + S = FeS.$$
2. Durch Glühen von Blei- oder Quecksilbersulfid mit Eisen III. 2:
$$PbS + Fe = FeS + Pb.$$
3. Durch Zersetzung einer Lösung eines Ferrosalzes durch Schwefelkalium oder Schwefelwasserstoff und Alkali III. 17:
$$FeSO_4 + H_2S + 2HKO = K_2SO_4 + FeS + 2H_2O.$$

Ferrosulfat (schwefelsaures Eisenoxydul) $FeSO_4$.

1. Durch Behandlung einer Kupfersulfatlösung mit Eisen III 1:
$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$
2. Durch Erhitzen von Eisen mit concentrirter Schwefelsäure III. 7:
$$Fe + 2H_2SO_4 = FeSO_4 + SO_2 + 2H_2O.$$
3. Durch Einwirkung von Eisen auf verdünnte Schwefelsäure III. 8:
$$Fe + H_2SO_4 = 2H + FeSO_4.$$
4. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf andere Ferrosalze III. 12.
$$FeCO_3 + H_2SO_4 = H_2O + CO_2 + FeSO_4.$$
5. Durch Zersetzung von Einfach-Schwefeleisen mit Schwefelsäure III. 15:
$$FeS + H_2SO_4 = H_2S + FeSO_4.$$

Ferrisulfat (schwefelsaures Eisenoxyd) $(Fe_2)S_3O_{12}$.

1. Durch Auflösen von Eisenhydroxyd in Schwefelsäure III. 9:
$$(Fe_2)H_6O_6 + 3H_2SO_4 = 6H_2O + (Fe_2)S_3O_{12}.$$
2. Durch Auflösen von Eisenoxyd in Schwefelsäure III. 11:
$$(Fe_2)O_3 + 3H_2SO_4 = (Fe_2)S_3O_{12} + 3H_2O.$$
3. Durch Oxydation von Ferrosulfat vermittelst Salpetersäure unter Zusatz von Schwefelsäure III. 6:
$$6FeSO_4 + 2HNO_3 + 3H_2SO_4 = 3(Fe_2)S_3O_{12} + 4H_2O + 2NO.$$

Ammoniumferrisulfat (Ammoniakalaun) $\left.\begin{matrix}Fe_2\\Am_2\end{matrix}\right\}S_4O_{16}, 24H_2O$.

Durch Vermischung von Ferrisulfat mit Ammoniumsulfat I. 11:
$$Fe_2S_3O_{12} + Am_2SO_4 + 24H_2O = \left.\begin{matrix}Fe_2\\Am_2\end{matrix}\right\}S_4O_{16}, 24H_2O.$$

191. Mangan.

Manganochlorid (Manganchlorür) $MnCl_2$.

1. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Mangansuperoxyd III. 19:
$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl.$$
2. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Mangancarbonat III. 12:
$$MnCO_3 + 2HCl = MnCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Manganosulfat $MnSO_4$.

1. Durch Erhitzen von Braunstein mit Schwefelsäure III. 18:
$$MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + O.$$
2. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf ein Manganosalz III. 12:
$$MnCO_3 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + CO_2.$$
$$MnCl_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + 2HCl.$$

Manganocarbonat $MnCO_3$.

Durch Zersetzung eines löslichen Mangansalzes durch ein Alkalicarbonat III. 14:
$$MnSO_4 + Na_2CO_3 = MnCO_3 + Na_2SO_4.$$

Kaliummanganat oder mangansaures Kali K_2MnO_4.

Durch Glühen von Kaliumhydroxyd mit Mangansuperoxyd unter Einwirkung von Sauerstoff III. 21.

$$MnO_2 + 2HKO + O = K_2MnO_4 + H_2O.$$

Kaliumhypermanganat oder übermangansaures Kali $KMnO_4$.

Durch Einwirkung von Säuren auf Kaliummanganat III. 21.

$$3K_2MnO_4 + 2CO_2 + H_2O = 2KMnO_4 + MnH_2O_3 + 2K_2CO_3.$$

192. Chrom.

Chromhydroxyd $Cr_2H_6O_6, 4H_2O$.

Durch Zersetzung eines Chromsalzes mit Ammoniak III. 13.

$$(Cr_2)S_3O_{12} + 6(NH_3 + H_2O) + 4H_2O = (Cr_2)H_6O_6, 4H_2O + 3(NH_4)_2SO_4.$$

Chromoxyd $(Cr_2)O_3$.

Durch Erhitzen von Chromhydroxyd II. 4:

$$(Cr_2)H_6O_6, 4H_2O = (Cr_2)O_3 + 7H_2O.$$

Chromsäureanhydrid CrO_3.

Durch Behandlung von Kaliumchromat mit Schwefelsäure III. 12:

$$K_2Cr_2O_7 + 2H_2SO_4 = 2KHSO_4 + H_2O + 2CrO_3.$$

Chromsulfat $Cr_2S_3O_{12}$.

Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Chromhydroxyd III. 9:

$$(Cr_2)H_6O_6 + 3H_2SO_4 = (Cr_2)S_3O_{12} + 6H_2O.$$

Kaliumchromsulfat (Kalichromalaun) $K_2(Cr_2)S_4O_{16}, 24H_2O$.

1. Durch Vermischen von Chromsulfat mit Kaliumsulfat I. 11:

$$(Cr_2)S_3O_{12} + K_2SO_4 + 24H_2O = \left.\begin{matrix}(Cr_2)\\ K_2\end{matrix}\right\} S_4O_{16}, 24H_2O.$$

2. Durch Behandlung eines kalten Gemisches von Kaliumchromat und Schwefelsäure mit reducirenden Substanzen

z. B. Schwefligsäureanhydrid, oder organischen Stoffen, wie Alkohol:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2 + 23H_2O = \left.\begin{matrix}K_2\\(Cr_2)\end{matrix}\right\} S_4O_{16}, 24H_2O.$$

Kaliumchromat (einfach-chromsaures Kali) K_2CrO_4.

Durch Glühen von Chromeisenstein oder Chromoxyd mit Kaliumcarbonat oder Kaliumhydroxyd unter Zutritt von Sauerstoff III. 21:

$$2Fe(Cr_2)O_4 + 4K_2CO_3 + 7O = (Fe_2)O_3 + 4CO_2 + 4K_2CrO_4.$$

Kaliumbichromat (zweifach-chromsaures Kali) $K_2Cr_2O_7$.

Durch Behandlung von einfach-chromsaurem Kali mit Salpetersäure III. 21:

$$2K_2CrO_4 + 2HNO_3 = K_2Cr_2O_7 + 2KNO_3 + H_2O.$$

193. Blei.

Blei Pb.

1. Durch Glühen von Bleisulfat mit Bleisulfid I. 6:

$$PbSO_4 + PbS = 2SO_2 + 2Pb.$$

2. Durch Glühen von Bleioxyd mit Bleisulfid I. 6:

$$2PbO + PbS = 3Pb + SO_2.$$

3. Durch Ausscheidung aus Bleisalzen vermittelst eines unedlern Metalls III. 1:

$$PbN_2O_6 + Zn = ZnN_2O_6 + Pb.$$

4. Durch Glühen von Bleisulfid mit Eisen III. 2:

$$PbS + Fe = FeS + Pb.$$

5. Durch Glühen von Bleioxyd mit Wasserstoffgas III. 4:

$$PbO + 2H = H_2O + Pb.$$

6. Durch Glühen von Bleioxyd mit Kohle III. 5:

$$2PbO + C = 2Pb + CO_2.$$

7. Durch Glühen von Bleichlorid oder Bleisulfat mit Kohle und Natriumcarbonat III. 22:

$$PbCl_2 + Na_2CO_3 + 2C = 2NaCl + Pb + 3CO.$$
$$PbSO_4 + Na_2CO_3 + 6C = Na_2S + Pb + 7CO.$$

Bleichlorid $PbCl_2$.

1. Durch Einwirkung von Chlor auf Blei I. 5:
$$Pb + 2Cl = PbCl_2.$$
2. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Bleihydroxyd III. 9:
$$Pb_3H_2O_4 + 6HCl = 4H_2O + 3PbCl_2.$$
3. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Bleioxyd III. 11:
$$PbO + 2HCl = H_2O + PbCl_2.$$
4. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Bleisuperoxyd oder Bleisuperoxydul III. 19:
$$PbO_2 + 4HCl = 2H_2O + PbCl_2 + 2Cl.$$
$$Pb_3O_4 + 8HCl = 4H_2O + 3PbCl_2 + 2Cl.$$
5. Durch Einwirkung von Salpeter-Salzsäure auf Blei III. 20:
$$3Pb + 2(HNO_3 + 3HCl) = 3PbCl_2 + 4H_2O + 2NO.$$
6. Durch Einwirkung von Salzsäure auf ein lösliches Bleisalz III. 12:
$$PbN_2O_6 + 2HCl = PbCl_2 + 2HNO_3.$$
7. Durch Einwirkung eines löslichen Chlorids auf ein lösliches Bleisalz III. 14:
$$PbN_2O_6 + 2NaCl = PbCl_2 + 2NaNO_3.$$

Bleijodid PbI_2.

Durch Fällung eines löslichen Bleisalzes mit Jodkalium III. 14:
$$PbN_2O_6 + 2KI = 2KNO_3 + PbI_2.$$

Bleioxyd PbO.

1. Durch Erhitzen von Blei mit Sauerstoff I. 1:
$$Pb + O = PbO.$$
2. Durch Erhitzen von Bleisuperoxyd oder Bleisuperoxydul II. 2:
$$PbO_2 = PbO + O.$$
$$Pb_3O_4 = 3PbO + O.$$
3. Durch Erhitzen von Bleihydroxyd II. 4:
$$Pb_3H_2O_4 = 3PbO + H_2O.$$
4. Durch Erhitzen von Bleicarbonat II. 5:
$$PbCO_3 = PbO + CO_2.$$
5. Durch Erhitzen von Bleinitrat II. 7:
$$PbN_2O_6 = PbO + 2NO_2 + O.$$

Bleisuperoxydul (Mennige) Pb_3O_4.

Durch Erhitzen von Bleioxyd an der atmosphärischen Luft I. 1:

$$3PbO + O = Pb_3O_4.$$

Bleisuperoxyd PbO_2.

Durch Einwirkung von kalter verdünnter Salpetersäure auf Mennige III. 18:

$$Pb_3O_4 + 4HNO_3 = 2PbN_2O_6 + 2H_2O + PbO_2.$$

Bleisulfid PbS.

1. Durch Erhitzen von Blei mit Schwefel I. 4:
$$Pb + S = PbS.$$
2. Durch Erhitzen von Bleisulfat mit Kohle III. 5:
$$PbSO_4 + 4C = PbS + 4CO.$$
3. Durch Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf ein Bleisalz III. 16:
$$PbN_2O_6 + K_2S = PbS + 2KNO_3.$$

Bleisulfat $PbSO_4$.

1. Durch Rösten von Bleisulfid I. 6:
$$PbS + 4O = PbSO_4.$$
2. Durch Behandlung von Bleihydroxyd mit Schwefelsäure III. 9:
$$PbH_2O_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 + 2H_2O.$$
3. Durch Einwirkung von Schwefelsäure auf Bleisalze III. 12:
$$PbN_2O_6 + H_2SO_4 = PbSO_4 + 2HNO_3.$$
4. Durch Einwirkung eines löslichen Bleisalzes auf ein lösliches Sulfat III. 14:
$$PbN_2O_6 + Na_2SO_4 = PbSO_4 + 2NaNO_3.$$

Bleinitrat PbN_2O_6.

1. Durch Auflösen von Blei in Salpetersäure III. 6:
$$3Pb + 8HNO_3 = 3PbN_2O_6 + 4H_2O + 2NO.$$
2. Durch Auflösen von Bleihydroxyd in Salpetersäure III. 9:
$$Pb_3H_2O_4 + 6HNO_3 = 3PbN_2O_6 + 4H_2O.$$
3. Durch Auflösen von Bleioxyd in Salpetersäure III. 11:
$$PbO + 2HNO_3 = PbN_2O_6 + H_2O.$$
4. Durch Auflösen von Bleicarbonat in Salpetersäure III. 12:
$$PbCO_3 + 2HNO_3 = PbN_2O_6 + H_2O + CO_2.$$

Bleichromat $PbCrO_4$.

Durch Zersetzung von Bleinitrat mit Kaliumchromat III. 14:

$$PbN_2O_6 + K_2CrO_4 = PbCrO_4 + 2KNO_3.$$

194. Kupfer.

Kupfer Cu.

1. Durch Zersetzung eines Kupfersalzes durch den galvanischen Strom II. 10:
$$CuSO_4 + H_2O = Cu + H_2SO_4 + O.$$
2. Durch Ausscheidung aus Kupfersalzen durch unedlere Metalle III. 1:
$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$
3. Durch Glühen von Kupferoxyd mit Wasserstoff III. 4:
$$CuO + 2H = H_2O + Cu.$$
4. Durch Glühen von Kupferoxyd mit Kohle III. 5:
$$2CuO + C = Cu + CO_2.$$

Kupferchlorid $CuCl_2$.

1. Durch Einwirkung von Chlor auf Kupfer I. 5:
$$Cu + 2Cl = CuCl_2.$$
2. Durch Einwirkung von Kupfer auf Quecksilberchlorid III. 1:
$$HgCl_2 + Cu = CuCl_2 + Hg.$$
3. Durch Zersetzung von Kupferhydroxyd mit Salzsäure III. 9:
$$CuH_2O_2 + 2HCl = 2H_2O + CuCl_2.$$
4. Durch Zersetzung von Kupferoxyd mit Salzsäure III. 11:
$$CuO + 2HCl = H_2O + CuCl_2.$$
5. Durch Auflösen von Kupfercarbonat in Salzsäure III. 12:
$$CuH_2O_2, CuCO_3 + 4HCl = 2CuCl_2 + 3H_2O + CO_2.$$
6. Durch Behandlung von Kupfer mit Salpetersalzsäure III. 20:
$$3Cu + 2(HNO_3 + 3HCl) = 3CuCl_2 + 2NO + 4H_2O.$$
7. Durch Zersetzung von Kupfersulfat mit Baryumchlorid III. 14:
$$CuSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + CuCl_2.$$

Kupferhydroxyd CuH_2O_2.

Durch Zersetzung eines Kupfersalzes mit Kaliumhydroxyd III. 13:

$$CuSO_4 + 2HKO = K_2SO_4 + CuH_2O_2.$$

Kupferoxyd CuO.

1. Durch Glühen von Kupfer mit Sauerstoff I. 1:
$$Cu + O = CuO.$$
2. Durch Glühen von Kupferhydroxyd II. 4:
$$CuH_2O_2 = CuO + H_2O.$$
3. Durch Glühen von Kupfercarbonat II. 5:
$$CuH_2O_2,\ CuCO_3 = 2CuO + H_2O + CO_2.$$
4. Durch Glühen von Kupfernitrat II. 7:
$$CuN_2O_6 = CuO + 2NO_2 + O.$$

Kupfersulfat $CuSO_4$.

1. Durch Auflösen von Kupfer in siedender Schwefelsäure III. 8:
$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O.$$
2. Durch Auflösen von Kupferhydroxyd in Schwefelsäure III. 10:
$$CuH_2O_2 + H_2SO_4 = 2H_2O + CuSO_4.$$
3. Durch Auflösen von Kupferoxyd in Schwefelsäure III. 11:
$$CuO + H_2SO_4 = H_2O + CuSO_4.$$
4. Durch Zersetzung von Kupfersalzen mit Schwefelsäure III. 12:
$$CuH_2O_2,\ CuCO_3 + 2H_2SO_4 = 3H_2O + 2CuSO_4.$$
5. Durch Zersetzung von Silbersulfat mit Kupfer III. 1:
$$Ag_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + 2Ag.$$
6. Durch Zersetzung von Silbersulfat mit Kupferchlorid III. 14:
$$Ag_2SO_4 + CuCl_2 = CuSO_4 + 2AgCl.$$

Kupfercarbonat $CuH_2O_2,\ CuCO_3$.

Durch Vermischung von Kupfersulfat mit Natriumcarbonat III. 12:

$$2CuSO_4 + 2Na_2CO_3 + H_2O = 2Na_2SO_4 + CuH_2O_2,\ CuCO_3 + CO_2.$$

Kupfernitrat CuN_2O_6.

1. Durch Einwirkung von Kupfer auf Silber- oder Quecksilbernitrat III. 1:
$$2AgNO_3 + Cu = CuN_2O_6 + 2Ag.$$
2. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Kupfer III. 6:
$$3Cu + 8HNO_3 = 3CuN_2O_6 + 4H_2O + 2NO.$$
3. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Kupferhydroxyd III. 10:
$$CuH_2O_2 + 2HNO_3 = CuN_2O_6 + 2H_2O.$$
4. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Kupferoxyd III. 11:
$$CuO + 2HNO_3 = H_2O + CuN_2O_6.$$
5. Durch Einwirkung von Salpetersäure auf Kupfercarbonat III. 12:
$$CuH_2O_2, CuCO_3 + 4HNO_3 = 2CuN_2O_6 + CO_2 + 3H_2O.$$
6. Durch Zersetzung von Kupfersulfat mit Baryumnitrat III. 14:
$$CuSO_4 + BaN_2O_6 = BaSO_4 + CuN_2O_6.$$

195. Quecksilber.

Quecksilber Hg.

1. Durch Erhitzen von Quecksilberoxyd II. 1.
$$HgO = Hg + O.$$
2. Durch Erhitzen von Quecksilbersulfid mit Sauerstoff I. 6:
$$HgS + 2O = Hg + SO_2.$$
3. Durch Erhitzen von Quecksilbersulfid mit Eisen III. 2:
$$HgS + Fe = FeS + Hg.$$
4. Durch Zersetzung der Quecksilbersalze durch unedlere Metalle III. 1:
$$HgCl_2 + Fe = FeCl_2 + Hg.$$
5. Durch Erhitzen von Quecksilberchlorid oder Quecksilberchlorür mit Natriumcarbonat III. 22:
$$HgCl_2 + Na_2CO_3 = Hg + O + CO_2 + 2NaCl.$$

Quecksilberchlorür (Mercurochlorid) $(Hg_2)Cl_2$.

Durch Zersetzung einer Lösung von Mercuronitrat (salpetersaurem Quecksilberoxydul) mit einem Chlorid III. 14:
$$(Hg_2)N_2O_6 + 2NaCl = 2NaNO_3 + (Hg_2)Cl_2.$$

Quecksilberchlorid (Mercurichlorid) $HgCl_2$.

1. Durch Einwirkung von Chlor auf Quecksilber I. 5:
$$Hg + 2Cl = HgCl_2.$$
2. Durch Einwirkung von Salzsäure auf Quecksilberoxyd III. 11:
$$HgO + 2HCl = H_2O + HgCl_2.$$
3. Durch Sublimation von Quecksilbersulfid mit Natriumchlorid III. 17:
$$HgS + 2NaCl = Na_2S + HgCl_2.$$
4. Durch Auflösung von Quecksilber in Salpetersalzsäure III. 20.
$$3Hg + 6HCl + 2HNO_3 = 3HgCl_2 + 4H_2O + 2NO.$$

Quecksilberjodid HgI_2.

1. Durch Erhitzen von Quecksilber mit Jod I. 5:
$$Hg + 2I = HgI_2.$$
2. Durch Einwirkung einer Lösung von Kaliumjodid auf Quecksilberchlorid oder ein Quecksilberoxydsalz III. 14:
$$HgCl_2 + 2KI = HgI_2 + 2KCl.$$

Quecksilberoxydul $(Hg_2)O$.

Durch Zersetzung von Mercuronitrat mit Kaliumhydroxyd III. 13:
$$(Hg_2)N_2O_6 + 2HKO = 2KNO_3 + H_2O + (Hg_2)O.$$

Quecksilberoxyd HgO.

1. Durch Erhitzen von Mercuronitrat mit oder ohne Quecksilber II. 7:
$$(Hg_2)N_2O_6 + 2Hg = 4HgO + 2NO.$$
$$(Hg_2)N_2O_6 = 2HgO + 2NO_2.$$
2. Durch Zersetzung eines Mercurisalzes durch ein Alkali III. 13:
$$HgN_2O_6 + 2HKO = 2KNO_3 + H_2O + HgO.$$

Quecksilbersulfid HgS.

a. Die schwarze amorphe Modification:

1. Durch Zusammenreiben oder schwaches Erhitzen von Quecksilber mit Schwefel I. 4:
$$Hg + S = HgS.$$

2. Durch Fällung eines Mercurisalzes durch Schwefelwasserstoff III. 16:

$$HgCl_2 + H_2S = HgS + 2HCl$$
$$HgN_2O_6 + H_2S = HgS + 2HNO_3.$$

3. Durch Fällung eines Mercurisalzes durch ein lösliches Sulfid III. 17:

$$HgCl_2 + K_2S = HgS + 2KCl.$$

b. Die rothe krystallinische Modification:
Durch Sublimation der schwarzen amorphen Modification.

Mercuronitrat (salpetersaures Quecksilberoxydul) $(Hg_2)N_2O_6$.

Durch Einwirkung von kalter Salpetersäure auf überschüssiges Quecksilber III. 6:

$$6Hg + 8HNO_3 = 3(Hg_2)N_2O_6 + 4H_2O + 2NO.$$

Mercurinitrat (salpetersaures Quecksilberoxyd) HgN_2O_6.

1. Durch Auflösen von Quecksilber in heisser Salpetersäure III. 6:

$$3Hg + 8HNO_3 = 3HgN_2O_6 + 4H_2O + 2NO.$$

2. Durch Auflösen von Quecksilberoxyd in Salpetersäure III. 11:

$$HgO + 2HNO_3 = H_2O + HgN_2O_6.$$

3. Durch Zersetzung der Lösungen von Quecksilberchlorid mit Blei- oder Silbernitrat III. 14:

$$HgCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl + HgN_2O_6.$$

196. Silber.

Silber Ag.

1. Durch Zersetzung eines Silbersalzes durch den galvanischen Strom II. 10:

$$2AgNO_3 + H_2O = 2Ag + 2HNO_3 + O.$$

2. Durch Erhitzen von Silberoxyd II. 1:

$$Ag_2O = 2Ag + O.$$

3. Durch Erhitzen von Silbernitrat II. 7:

$$AgNO_3 = Ag + NO_2 + O.$$

4. Durch Einwirkung unedlerer Metalle auf Lösungen von Silbersalzen III. 1:

$$2AgNO_3 + Cu = CuN_2O_6 + 2Ag.$$

5. Durch Glühen von Silbersulfid mit Eisen III. 2:
$$Ag_2S + Fe = FeS + 2Ag.$$
6. Durch Glühen von Silberchlorid mit Natriumcarbonat III. 22:
$$AgCl + NaCO_3 = NaCl + Ag + O + CO_2.$$

Silberchlorid AgCl.

1. Durch Einwirkung von Chlorwasserstoff auf ein Silbersalz III. 12:
$$AgNO_3 + HCl = HNO_3 + AgCl.$$
2. Durch Zersetzung der Lösung eines Silbersalzes mit einem Chlorid III. 14:
$$AgNO_3 + NaCl = NaNO_3 + AgCl.$$

Silbersulfid Ag_2S.

1. Durch Erhitzen von Silber mit Schwefel I. 4:
$$2Ag + S = Ag_2S.$$
2. Durch Fällung eines Silbersalzes mit Schwefelwasserstoff III. 16:
$$2AgNO_3 + H_2S = H_2NO_3 + Ag_2S.$$
3. Durch Fällung eines Silbersalzes mit einem löslichen Sulfid III. 17:
$$2AgNO_3 + K_2S = 2KNO_3 + Ag_2S.$$

Silbernitrat $AgNO_3$.

Durch Auflösen von Silber in Salpetersäure III. 6:
$$3Ag + 4HNO_3 = 3AgNO_3 + 2H_2O + NO.$$

197. Gold.

Gold Au.

1. Durch Zersetzung eines Goldsalzes durch den galvanischen Strom II. 10:
$$AuCl_3 = Au + 3Cl.$$
2. Durch Erhitzung von Goldchlorid II. 3:
$$AuCl_3 = Au + 3Cl.$$
3. Durch Einwirkung unedlerer Metalle auf Goldsalze III. 1:
$$2AuCl_3 + 3Cu = 3CuCl_2 + 2Au.$$

Goldchlorid $AuCl_3$.

1. Durch Behandlung von Gold mit Chlorwasser I. 5:

$$Au + 3Cl = AuCl_3.$$

2. Durch Auflösen von Gold in Salpetersalzsäure III. 20:

$$Au + (3HCl + HNO_3) = AuCl_3 + 2H_2O + NO.$$

198. Platin.

Platin Pt.

1. Durch Zersetzung eines Platinsalzes durch den galvanischen Strom II. 10:

$$PtCl_4 = Pt + 4Cl.$$

2. Durch Erhitzung von Platinsalzen II. 3:

$$PtCl_4 = Pt + 4Cl.$$

3. Durch Einwirkung unedlerer Metalle auf Platinsalze III. 1:

$$PtCl_4 + 2Cu = 2CuCl_2 + Pt.$$

Platinchlorid $PtCl_4$.

1. Durch Behandlung von Platin mit Chlorwasser I. 5:

$$Pt + 4Cl = PtCl_4.$$

2. Durch Auflösen von Platin in Salpetersalzsäure III. 20:

$$3Pt + 4(3HCl + HNO_3) = 3PtCl_4 + 8H_2O + 4NO.$$

Kaliumplatinchlorid $\left.\begin{matrix}Pt\\K_2\end{matrix}\right\} Cl_6$.

Durch Einwirkung von Platinchlorid auf Kaliumchlorid oder andere Kaliumsalze (unter Zusatz von Salzsäure) I. 11:

$$PtCl_4 + 2KCl = \left.\begin{matrix}Pt\\K_2\end{matrix}\right\} Cl_6.$$

Ammoniumplatinchlorid $\left.\begin{matrix}Pt\\(NH_4)_2\end{matrix}\right\} Cl_6$.

Durch Einwirkung von Platinchlorid auf Ammoniumchlorid oder andere Ammoniumsalze (unter Zusatz von Salzsäure) I. 11:

$$PtCl_4 + 2NH_4Cl = \left.\begin{matrix}Pt\\(NH_4)_2\end{matrix}\right\} Cl_6.$$

C. Uebersicht der wichtigsten Reactionen zur Erkennung der Bestandtheile der anorganischen Verbindungen.

199. Verbindungen der Alkalimetalle K, Na, NH_4.

Ihre Hydroxyde, Sulfide und Carbonate (wie überhaupt ihre Salze) sind in Wasser leicht löslich. Ihre Salze sind farblos, wenn die entsprechende Säure farblos ist.

Kalium: *a.* Platinchlorid erzeugt in neutralen und sauren Lösungen (möglichst concentrirt und am besten unter Zusatz von Weingeist) einen gelben krystallinischen Niederschlag von Kaliumplatinchlorid K_2PtCl_6 (nicht zu verwechseln mit Ammoniumplatinchlorid).

b. Weinsäure in Ueberschuss erzeugt in nicht zu verdünnten Lösungen einen weissen krystallinischen Niederschlag von zweifach weinsaurem Kali (nicht zu verwechseln mit der entsprechenden Ammoniumverbindung).

c. Werden Kaliumverbindungen (am besten Chlorkalium) in die Spitze der innern Löthrohrflamme gehalten, so färbt sich die äussere Flamme violett. Gegenwart von Natriumverbindungen verdeckt diese Reaction.

Natrium: *a.* In der innern Löthrohrflamme geglüht erzeugen die Natriumverbindungen (am besten Natriumchlorid) eine gelbe Färbung der äussern Flamme.

b. Indirect wird die Gegenwart von Natrium bewiesen, wenn das in der Verbindung enthaltene Alkalimetall weder Kalium noch Ammonium ist.

Ammonium: *a.* Die Ammoniumverbindungen sind in der Hitze mit oder ohne Zersetzung flüchtig.

b. Mit Kalilauge behandelt entwickeln sie Ammoniakgas, welches erkannt wird α) durch alkalische Reaction auf feuchte Reagenzpapiere; β) durch den weissen Rauch, welchen es mit den Dämpfen flüchtiger Säuren bildet; γ) durch den Geruch.

c. und *d.* Weinsäure und Platinchlorid erzeugen ähnliche Niederschläge wie die Kaliumverbindungen.

200. Verbindungen der Metalle der alkalischen Erden Ba, Sr, Ca.

Ihre Hydroxyde sind in Wasser weniger leicht löslich als die der Alkalimetalle, und zwar ist das Baryumoxyd am leichtesten, das Calciumoxyd am schwierigsten löslich. Die Sulfate sind unlöslich oder schwerlöslich, und zwar zeigt das Calciumsulfat noch den grössten Grad der Löslichkeit. Die Sulfide sind in Wasser löslich, daher bringt Schwefelwasserstoff oder Schwefelkalium keinen Niederschlag hervor. Die neutralen Carbonate sind in Wasser unlöslich; daher erzeugt Natriumcarbonat einen Niederschlag.

Baryum: *a.* Lösliche Sulfate oder Schwefelsäure, besonders auch Gypswasser (Unterschied von Calcium) erzeugt sogleich und auch in sehr verdünnten Lösungen einen Niederschlag.
b. Lösliche Baryumverbindungen färben die Flamme gelbgrün.
c. Kieselfluorwasserstoffsäure bewirkt einen weissen Niederschlag von Kieselfluorbaryum.

Strontium: *a.* Lösliche Sulfate oder Schwefelsäure, sowie auch Gypswasser erzeugen in sehr verdünnten Lösungen nur langsam, in concentrirten Lösungen schnell einen Niederschlag von Strontiumsulfat.
b. Lösliche Strontiumverbindungen färben die Flamme von Weingeist, mit welchem sie vermischt werden, sowie die Löthrohrflamme lebhaft purpurroth.
c. Kieselfluorwasserstoffsäure bringt keinen Niederschlag hervor.

Calcium: *a.* Schwefelsäure oder Sulfate erzeugen nur in concentrirten Lösungen Niederschläge. Gypswasser erzeugt auch in concentrirten Lösungen keinen Niederschlag.
b. Lösliche Calciumverbindungen färben die Weingeist- oder Löthrohrflamme gelbroth.
c. Oxalsaures Ammoniak bewirkt in neutralen Lösungen, auch wenn sie sehr verdünnt sind, einen Niederschlag.

201. Verbindungen von Mg.

Da Magnesiumhydroxyd in Wasser unlöslich ist, so bringt Kali oder Natron in Magnesiumverbindungen einen Niederschlag her-

vor. Natriumcarbonat erzeugt einen Niederschlag von Magnesiumcarbonat. Schwefelwasserstoff und Schwefelkalium erzeugen keinen Niederschlag; ebensowenig Schwefelsäure oder Sulfate, auch in concentrirten Lösungen (wesentlicher Unterschied von den Metallen der vorigen Gruppe). Ammoniumphosphat (oder Natriumphosphat und Ammoniumchlorid) erzeugt einen körnigen, krystallinischen Niederschlag von Ammoniummagnesiumphosphat.

202. Verbindungen von (Al_2) und (Cr_2).

Ihre Hydroxyde sind in Wasser unlöslich. Ihre Sulfide sind auf nassem Wege nicht darstellbar; daher entsteht durch Schwefelwasserstoff kein Niederschlag, und durch Schwefelkalium wird nicht das Sulfid, sondern das Hydroxyd gefällt. Natriumcarbonat bringt einen Niederschlag hervor.

Aluminium: *a.* Kali und Natron erzeugen einen weissen voluminösen Niederschlag von Aluminiumhydroxyd, welcher im Ueberschuss des Fällungsmittels löslich ist, aber aus letzterer Lösung durch Chlorammonium wieder ausgeschieden wird.

b. Vor dem Löthrohre geglüht, hierauf mit Kobaltnitrat befeuchtet und wieder geglüht geben sie eine ungeschmolzene blaue Masse.

Chrom: *a.* Kali oder Natron bewirken einen bläulich-grünen Niederschlag von Chromhydroxyd, welcher sich in der Kälte in einem Ueberschuss des Fällungsmittels mit smaragdgrüner Farbe löst.

b. Sie geben beim Glühen mit einem Gemenge von Kaliumcarbonat und Nitrat gelbes Kaliumchromat.

c. Phosphorsalz oder Borax bilden vor dem Löthrohre grüne Gläser.

203. Verbindungen von (Fe_2).

Das Eisenhydroxyd ist in Wasser unlöslich; daher bringen Alkalien einen braunen Niederschlag hervor. Natriumcarbonat erzeugt unter Entweichung von Kohlensäureanhydrid denselben braunen Niederschlag. Schwefelwasserstoff fällt nicht das Sulfid, sondern

freien Schwefel. Dagegen fällt Schwefelkalium schwarzes Einfach-Schwefeleisen und Schwefel. Kaliummeisencyanür (Kaliumferrocyanid) erzeugt einen blauen Niederschlag; dagegen bringt Kaliummeisencyanid (Kaliumferricyanid) keinen Niederschlag hervor. Galläpfeltinktur erzeugt einen blauschwarzen Niederschlag. Borax oder Phosphorsalz erhält in der äusseren Löthrohrflamme eine gelbrothe, in der innern Flamme eine grüne Färbung.

204. Verbindungen von Fe, Mn, Ni, Co, Zn.

Natriumcarbonat erzeugt Niederschläge von Carbonaten. Schwefelwasserstoff bewirkt, wenn die Lösung eine freie stärkere Säure enthält, keine Fällung; die Sulfide der Alkalien erzeugen Niederschläge der entsprechenden Sulfide. Da die Sulfate dieser Metalle in Wasser leicht löslich sind, so erzeugen Schwefelsäure oder Sulfate keine Niederschläge.

Eisen (einatomiges). *a.* Alkalien fällen aus Ferrosalzen weisses Eisenhydroxydul, welches an der Luft durch grün in braun übergeht.
b. Schwefelkalium erzeugt einen schwarzen Niederschlag.
c. Kaliumeisencyanür (Kaliumferrocyanid) erzeugt einen weissen Niederschlag, der an der Luft allmählich blau wird.
d. Kaliumeisencyanid erzeugt sogleich einen blauen Niederschlag.
e. Galläpfeltinktur erzeugt einen Niederschlag, der an der Luft nach einiger Zeit schwarz wird.
f. Die Borax- oder Phosphorsalzperle wird in der innern Löthrohrflamme grün, in der äusseren gelbroth gefärbt.

Mangan: *a.* Schwefelammonium erzeugt einen fleischrothen Niederschlag, der an der Luft braun wird.
b. Alkalien geben einen weissen, an der Luft schnell dunkelbraun werdenden Niederschlag.
c. Mit Natriumcarbonat und Salpeter geschmolzen geben Manganverbindungen eine grüne Salzmasse von Natriummanganat.
d. Phosphorsalz oder Borax bilden in der äusseren Löthrohrflamme violette Gläser.

Nickel: *a.* Ammoniumsulfid erzeugt einen schwarzen Niederschlag.

b. Kali oder Natron erzeugen einen apfelgrünen Niederschlag; Ammoniak dagegen erzeugt in geringer Menge zugesetzt eine Trübung, welche im Ueberschuss des Fällungsmittels mit blauer Farbe löslich ist.

Kobalt: *a*. Ammoniumsulfid erzeugt einen schwarzen Niederschlag.

b. Kali erzeugt einen blauen Niederschlag.

c. Phosphorsalz und Borax in der Löthrohrflamme geschmolzen geben blaue Gläser.

Zink: *a*. Ammoniumsulfid erzeugt einen weissen Niederschlag, der in Kali nicht löslich ist (Unterschied von Thonerde).

b. Alkalien geben einen weissen Niederschlag, der im Ueberschuss des Fällungsmittels löslich ist.

c. Mit Kobaltnitrat befeuchtet und geglüht, verwandeln sich die Zinkverbindungen in eine grüne ungeschmolzene Masse.

205. Verbindungen von Cu und Hg.

Natriumcarbonat erzeugt Niederschläge. Schwefelwasserstoff fällt aus basischen neutralen und sauren Lösungen die Sulfide; Salzsäure und Chloride bewirken keine Fällung.

Kupfer: *a*. Schwefelwasserstoff erzeugt einen braunschwarzen Niederschlag.

b. Kali bewirkt einen hellblauen Niederschlag, welcher bei Ueberschuss von Kali beim Kochen schwarz wird.

c. Ammoniak in geringer Menge erzeugt einen hellblauen Niederschlag, welcher sich in einer grössern Menge von Ammoniak zu einer prächtig blauen Flüssigkeit löst.

d. Kaliumeisencyanür bewirkt in concentrirten Lösungen einen rothbraunen Niederschlag, in sehr verdünnten Lösungen eine rothbraune Färbung der Flüssigkeit.

e. Metallisches Eisen überzieht sich in den Lösungen mit einem Ueberzug von metallischem Kupfer.

f. Borax und Phosphorsalz werden vor dem Löthrohre grün bis grünblau gefärbt.

Quecksilber: *a.* Schwefelwasserstoff in geringen Mengen bewirkt durch Bildung von Doppelverbindungen einen weissen Niederschlag, der bei weiterem Zusatz von Schwefelwasserstoff durch Gelb und Braun in schwarzes Quecksilbersulfid übergeht.

b. Kali in grösserer Menge zugesetzt erzeugt einen gelben Niederschlag von Quecksilberoxyd.

c. Kupfer scheidet metallisches Quecksilber aus.

d. Werden Quecksilberverbindungen mit trockenem Natriumcarbonat in einem Probirglase erhitzt, so setzt sich in dem kälteren Theile des Glases metallisches Quecksilber an.

206. Verbindungen von Pb,(Hg_2) und Ag.

Natriumcarbonat erzeugt Niederschläge. Schwefelwasserstoff bewirkt Fällungen von Sulfiden. Salzsäure und Chloride erzeugen in concentrirten Lösungen der Bleiverbindungen und auch in sehr verdünnten Lösungen der Mercuroverbindungen und der Silberverbindungen Niederschläge.

Blei: *a.* Schwefelwasserstoff erzeugt einen schwarzen Niederschlag.

b. Schwefelsäure und Sulfate erzeugen einen weissen Niederschlag.

c. Kaliumchromat bewirkt einen gelben Niederschlag.

d. Zink fällt metallisches Blei aus den Lösungen.

e. Mit Soda und Kohle geschmolzen geben die Bleiverbindungen metallisches Blei.

Quecksilber: *a.* Schwefelwasserstoff erzeugt in Mercurosalzen einen schwarzen Niederschlag.

b. Kali erzeugt einen schwarzen Niederschlag.

c. Kupfer scheidet metallisches Quecksilber aus.

d. Mit trockenem Natriumcarbonat geschmolzen geben die Mercuroverbindungen metallisches Quecksilber, welches sich in dem kalten Theile des Probirglases ansetzt.

Silber: *a.* Schwefelwasserstoff fällt schwarzes Silbersulfid.

b. Kali fällt braunes Silberoxyd.

c. Salzsäure fällt weisses käsiges Silberchlorid, welches in Ammoniak löslich ist (Unterschied von den entsprechenden Quecksilber- und Bleiverbindungen).

d. Kupfer oder Zink scheiden metallisches Quecksilber aus.
e. Mit Soda geschmolzen geben sie metallisches Silber.

207. Verbindungen von Au und Pt.

Natriumcarbonat erzeugt Niederschläge, desgleichen Schwefelwasserstoff; letztere Niederschläge sind in Ammoniumsulfid löslich, dagegen unlöslich in Salzsäure und Salpetersäure.

Gold: *a.* Schwefelwasserstoff erzeugt einen schwarzen Niederschlag.
b. Unedlere Metalle scheiden aus den Lösungen metallisches Gold aus.
c. Ferrosulfat reducirt die Goldsalze, indem es das metallische Gold als braunes Pulver ausscheidet.

Platin: *a.* Schwefelwasserstoff erzeugt einen schwarzbraunen Niederschlag, der in Ammoniumsulfid löslich ist.
b. Kaliumchlorid und Ammoniumchlorid erzeugen in nicht allzu verdünnten Lösungen gelbe krystallinische Niederschläge.

208. Arsenverbindungen.

a. Schwefelwasserstoff schlägt aus einer Auflösung von Arseniger Säure oder ihrer Salze, sobald sie angesäuert sind, gelbes Arsensulfid nieder.
b. Arsenige Säure oder deren Salze (letztere unter Zusatz von etwas trockenem Natriumcarbonat) auf Kohle vor dem Löthrohre erhitzt verbreiten einen knoblauchartigen Geruch.
c. Wird arsenige Säure (oder Arsensulfid mit Natriumcarbonat gemischt) in der verschlossenen Spitze einer ausgezogenen Glasröhre zugleich mit etwas Kohle erhitzt, so bildet sich über der erhitzten Stelle ein Spiegel von regulinischem Arsen.
d. Lässt man auf Arsenige Säure oder ein Salz derselben Zink und Schwefelsäure einwirken, so entwickelt sich Arsenwasserstoff (H_3As), welcher beim Glühen sich in Arsen und Wasserstoff zerlegt; das ausgeschiedene Arsen setzt sich in Form eines glänzend schwarzen Ringes neben dem erhitzten Theile der Gasleitungsröhre an; wird das Arsenwasserstoffgas entzündet und in die Flamme ein Stück Porzellan gehalten, so schlägt sich der Arsenspiegel an dem letztern nieder.

209. Sulfide.

a. Von den Sulfiden sind nur die den Alkalien und alkalischen Erden entsprechenden in Wasser löslich; letztere, sowie die Monosulfide von Eisen, Zink und Mangan werden von Salzsäure oder verdünnter Schwefelsäure unter Entwickelung von Schwefelwasserstoff leicht zersetzt. Andere Sulfide werden nicht von den genannten Säuren, sondern von concentrirter Salpetersäure oder von Königswasser unter Bildung von Schwefelsäure zersetzt.

b. Die Sulfide werden durch Glühen mit Kali zersetzt, wobei sich Schwefelkalium bildet; letzteres entwickelt bei Zusatz von verdünnter Schwefelsäure oder Salzsäure Schwefelwasserstoff.

c. In der äusseren Löthrohrflamme verbrennen die Schwefelmetalle mit blauer Flamme und unter Verbreitung des Geruchs von Schwefeliger Säure.

d. Die Gegenwart von Schwefelwasserstoff ist an dem Geruche zu erkennen, sowie an der schwarzen Färbung, welche es Papieren, die mit einem Blei oder Silbersalze befeuchtet sind, ertheilt.

210. Chloride.

a. Silbernitrat giebt mit Chloriden einen weissen käsigen Niederschlag von Silberchlorid, welcher sich in Ammoniak leicht löst.

b. Chlorwasserstoffsäure mit Braunstein, oder Chlormetalle mit Braunstein und Schwefelsäure erwärmt, entwickeln Chlorgas.

c. In den unlöslichen Chlormetallen findet man das Chlor, wenn man sie mit Natriumcarbonat schmilzt und hierauf das entstandene Salz auf Chlor untersucht.

211. Jodide.

Salpetersäure zersetzt die Jodide, so dass Jod frei wird; ebenso wirkt Chlor; Stärkekleister (kalt) wird durch Jod blau gefärbt.

212. Fluoride.

Werden Fluormetalle mit concentrirter Schwefelsäure in einem Platintiegel übergossen und erwärmt, so wird ein darüber gelegtes durch kaltes Wasser kühl gehaltenes Uhrglas matt geätzt.

213. Sulfate.

a. Chlorbaryum erzeugt mit Schwefelsäure oder ihren Salzen einen weissen krystallinischen Niederschlag, der in Salzsäure und Salpetersäure unlöslich ist.
b. Durch Zusatz eines löslichen Bleisalzes wird ein weisses Bleisulfat gefällt.
c. Mit Soda und Kohle in der inneren Löthrohrflamme geschmolzen, werden die Sulfate so zerlegt, dass sich Natriumsulfid bildet, welches die Reaction auf Schwefelwasserstoff zeigt.

214. Carbonate.

a. Chlorbaryum erzeugt in Lösungen der Alkalicarbonate einen weissen Niederschlag von Baryumcarbonat.
b. Die Carbonate werden durch die stärkeren Säuren zersetzt, so dass Kohlensäureanhydrid unter Aufbrausen entweicht.

215. Silicate.

a. Die in Wasser löslichen kieselsauren Salze werden durch Säuren zersetzt, wobei sich Kieselsäure als Gallerte ausscheidet.
b. Die in Wasser unlöslichen Silicate werden zum Theil durch Salpetersäure oder Salzsäure unter Ausscheidung von Kieselgallerte zersetzt.
c. Die in Säuren nicht auflöslichen Silicate werden durch Zusammenschmelzen mit Kaliumhydroxyd oder Baryumhydroxyd so umgeändert, dass sie in Säuren unter Ausscheidung von gallertartiger Kieselsäure auflösbar werden.

216. Nitrate.

a. Die Nitrate mit Kohle erhitzt verpuffen.
b. Versetzt man die Auflösung eines Nitrats mit dem vierten Theile concentrirter Schwefelsäure und setzt, wenn die Lösung vollständig erkaltet ist, ein Stück Ferrosulfat hinzu, so färbt sich, indem sich Stickstoffoxyd mit dem Ferrosulfat verbindet, die Flüssigkeit in der Nähe des Ferrosulfats vorübergehend rothbraun.

c. Wenn man über ein trockenes Nitrat Schwefelsäure giesst und Kupferspähne zusetzt, so zersetzt sich die ausgeschiedene Salpetersäure in Stickoxydgas, welches sich in der Luft in Stickstoffsuperoxyd verwandelt; letzteres erfüllt das Probirglas mit braunrothen Dämpfen.

Die organischen Körper.

Die Eigenschaften der organischen Körper im Allgemeinen.

217. Die Chemie der anorganischen Körper oder die anorganische Chemie hat ihren Namen daher erhalten, dass sie sich wesentlich mit denjenigen Körpern beschäftigt, welche in den nicht mit Organen versehenen Naturkörpern, den Mineralien, vorkommen; im Gegensatz hierzu würde die Chemie der organischen Körper oder die organische Chemie diejenigen Körper zu betrachten haben, welche in den mit Organen versehenen Naturkörpern, den Pflanzen und Thieren, enthalten sind. Jedoch lässt sich in Wirklichkeit eine so scharfe Grenze nicht ziehen, da einestheils diejenigen einfachen Stoffe, welche die anorganischen Körper bilden, ebenfalls die Bestandtheile der organischen Körper sind, und da beide Abtheilungen von Körpern in Bezug auf Form, Zusammensetzung und Bildung denselben Gesetzen, nämlich den Gesetzen der chemischen Affinität, im Besonderen den stöchiometrischen Gesetzen unterworfen sind.

Man glaubte früher den Unterschied der organischen Körper von den anorganischen darin zu finden, dass die organischen Körper durch eine besondere Kraft, den sogenannten Lebensprozess gebildet würden; diese Ansicht hat sich aber später als eine irrige erwiesen; denn es ist nicht allein gelungen, viele chemischen Körper, welche von den Pflanzen und Thieren erzeugt werden, auch auf künstlichem Wege aus anderen organischen Körpern darzustellen (wie z. B. den in den Pflanzen und Thieren vorkommenden Traubenzucker durch chemische Veränderung von Holzfaser oder Stärke), sondern es sind auch verschiedene Fälle bekannt, dass solche organische Verbin-

dungen durch Einwirkung anorganischer Stoffe erzeugt werden können, z. B. Ameisensäure durch Einwirkung von Kohlensäureanhydrid und Wasser auf Kalium.

Ferner wurde früher allgemein angenommen, dass die anorganischen Körper durch Verbindung von einfachen Stoffen mit einfachen Stoffen entständen und dass daher die anorganische Chemie als Chemie der einfachen Radikale zu bezeichnen sei, während in organischen Körpern die Stelle der einfachen Radikale durch zusammengesetzte vertreten werde und somit die organische Chemie die Chemie der zusammengesetzten Radikale sei. Auch diese Ansicht stellt sich als unrichtig heraus, wenn man beachtet, dass zusammengesetzte Stoffe, wie z. B. Ammonium NH_4, oder Cyan CN oder Schwefligsäureanhydrid SO_2 oder Stickstoffsuperoxyd NO_2, ganz die Stelle eines einfachen Radikals vertreten: denn $(NH_4)Cl$ entspricht in seinen chemischen Reaktionen ganz dem KCl, K(CN) dem KCl; 1 Molekül Wasser $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$ geht in Salpetersäure $\left.\begin{matrix}H\\NO_2\end{matrix}\right\}O$ über, wenn an die Stelle von 1 Atom Wasserstoff der zusammengesetzte Stoff NO_2 eintritt, und 2 Moleküle Wasser $\left.\begin{matrix}H_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$ gehen in Schwefelsäure $\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2$ über, wenn an die Stelle von 2 Atomen des einfachen Stoffes H der zusammengesetzte Stoff SO_2 eintritt.

Nach dem jetzigen Stande der Wissenschaft kann man in den anorganischen und organischen Stoffen keinen wesentlichen Unterschied entdecken; wenn man aber dennoch diese Unterscheidung beibehält, so beruht dies einfach darauf, dass die Kohlenstoffverbindungen in einer ungemein grossen Zahl und Mannigfaltigkeit existiren, die es wünschenswerth macht, sie getrennt von den übrigen Verbindungen zu behandeln; man kann daher die Chemie der organischen Körper kurz als Chemie der Kohlenstoffverbindungen bezeichnen. Wenn nun aber Kohlensäureanhydrid, Kohlensulfid, Kohlenwasserstoff, Cyan und ihre Verbindungen in der anorganischen Chemie behandelt worden sind, so ist dies nur ein Beweis dafür, dass anorganische und organische Chemie eine einzige Wissenschaft bilden.

Schliesst man die in der anorganischen Chemie behandelten Kohlenstoffverbindungen von der organischen Chemie aus, so tritt als Unterschied der anorganischen und organischen Körper in Bezug auf ihre Zusammensetzung hervor: während die anorganischen Verbin-

dungen im engeren Sinne, die Mineralien, aus einer Mannigfaltigkeit von einfachen Stoffen bestehen, sind die organischen Verbindungen der Pflanzen und Thiere aus wenigen einfachen Stoffen zusammengesetzt, vornehmlich aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff, und in einer geringen Zahl aus Schwefel oder Phosphor; nur ausnahmsweise, am häufigsten noch in den auf künstlichem Wege gebildeten Verbindungen, finden sich andere einfache Stoffe als Bestandtheile.

Bei der ungemein grossen Zahl von organischen Verbindungen und der geringen Zahl von einfachen Bestandtheilen kann es nicht auffallen, dass Verbindungen in Bezug auf chemische Zusammensetzung einander sehr ähnlich sind, ohne dass die übrigen Eigenschaften diese Aehnlichkeit zeigen; ja es finden sich sogar verschiedene Beispiele, dass bei völlig gleicher procentischer Zusammensetzung eine sehr grosse Verschiedenheit der übrigen Eigenschaften stattfindet. Solche Verbindungen nennt man isomere Verbindungen. Zur Erklärung dieser Erscheinung nimmt man an, dass in den Molekülen der Verbindungen eine verschiedene Zahl von Atomen enthalten sei (polymer), oder dass die Atome der einzelnen Bestandtheile in einer verschiedenen Stellung zu einander stehen (metamer).

Polymere Verbindungen nennt man diejenigen, welche bei gleicher procentischer Zusammensetzung ein verschiedenes Molekulargewicht, also verschiedene Dampfdichte zeigen; giebt man z. B. einer Verbindung, deren Dampf den Raum von 1 Molekül (2 Atomen) Wasserstoff einnimmt, die Formel C_2H_4, so hat man dem Molekül eines anderen Körpers, welcher dieselbe procentische Zusammensetzung hat, dessen Dampf aber bei gleichem Gewicht nur die Hälfte des Raumes des vorigen Körpers einnimmt, ein doppelt so grosses Gewicht zuzuschreiben und die Formel C_4H_8 zu geben.

Metamer nennt man dagegen Verbindungen, die bei gleicher procentischer Zusammensetzung auch gleiches Molekulargewicht, d. h. gleiche Dampfdichte zeigen. In diesem Falle sucht man die Verschiedenheit ihrer Eigenschaften durch die Annahme einer verschiedenen Constitution zu erklären; diese Annahme wird in vielen Fällen durch das sonstige Verhalten der Stoffe gerechtfertigt, in anderen Fällen bleibt sie nur unsichere Vermuthung. So haben z. B. zwei ganz verschiedene Körper die empirische Formel $C_3H_6O_2$; ihre Verschiedenheit lässt sich aber erklären, wenn man für den einen

Körper die nach dem Typus Wasser gebildete Formel $\left.\begin{matrix}C_2H_5\\CHO\end{matrix}\right\}O$ und für den anderen die nach demselben Typus gebildete Formel $\left.\begin{matrix}CH_3\\C_2H_3O\end{matrix}\right\}O$ annimmt. Der erstere dieser Körper ist hiernach dadurch gebildet, dass in dem Typus $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$ das eine Atom Wasserstoff durch das Radikal C_2H_5 = Aethyl, der andere durch das Radikal CHO = Formyl ersetzt ist; der zweite Körper dagegen ist dadurch entstanden, dass in dem Typus $\left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O$ das eine Atom Wasserstoff durch das Radikal CH_3 = Methyl, das andere durch das Radikal C_2H_3O = Acetyl vertreten ist; die erstere Verbindung bezeichnet man nach alter Auffassung als ameisensaures Aethyloxyd, nach neuerer Aethylformat, die letztere Verbindung als essigsaures Methyloxyd oder Methylacetat; die Constitution beider Körper entspricht z. B. dem salpetersauren Kaliumoxyd oder Kaliumnitrat $\left.\begin{matrix}NO_2\\K\end{matrix}\right\}O$, wo K das Radikal Kalium und NO_2 das Radikal Nitryl (Stickstoffsuperoxyd) ist.

218. Unter der grossen Zahl von organischen Verbindungen zeigen viele, welche in ihren physikalischen und chemischen Reaktionen ähnlich sind, auch in ihrer Zusammensetzung eine entsprechende Aehnlichkeit; sie lassen sich nämlich in Reihen ordnen, in welchen die auf einander folgenden Glieder um CH_2, oder im Allgemeinen um $n(CH_2)$ von einander abweichen. Solche Verbindungen heissen *homologe Verbindungen* und eine solche Reihe eine *homologe Reihe*. Die Uebereinstimmung derselben zeigt sich auch darin, dass die einzelnen Glieder dieser Reihen durch gleiche zersetzende Einwirkungen entsprechende Zersetzungsprodukte geben, die wiederum unter sich homolog sind; die Reihen entsprechender Zersetzungsprodukte einer jeden Verbindung nennt man *heterologe* oder *genetische Reihen*. Wichtige homologe Reihen sind z. B.:

Alkohole.	Aldehyde.	Säuren.
Methylalkohol CH_4O	Methylaldehyd CH_2O	Ameisensäure CH_2O_2
Aethylalkohol C_2H_6O	Aethylaldehyd C_2H_4O	Essigsäure $C_2H_4O_2$
Propylalkohol C_3H_8O	Propylaldehyd C_3H_6O	Propionsäure $C_3H_6O_2$
Butylalkohol $C_4H_{10}O$	Butylaldehyd C_4H_8O	Buttersäure $C_4H_8O_2$
Amylalkohol $C_5H_{12}O$	Valeraldehyd $C_5H_{10}O$	Valeriansäure $C_5H_{10}O_2$
u. s. w.	u. s. w	u. s. w.

Während die unter einander stehenden Verbindungen homologe Reihen bilden, bilden die in jeder Zeile neben einander stehenden Verbindungen heterologe Reihen. Die Glieder der heterologen Reihen stehen in dem Verhältniss zu einander, dass jeder Alkohol + O = Aldehyd + H_2O ist, und dass jeder Aldehyd + O = Säure ist.

Verbindungen, welche homologen Reihen angehören, zeigen stets gleichen chemischen Charakter, d. h. sie sind alle Alkohole, oder alle Säuren u. s. w. Auch in physikalischer Beziehung zeigen sie viele Uebereinstimmung, die aber um so geringer wird, je weiter die Glieder der Reihe von einander entfernt sind. Namentlich zeigt sich dies in der Verschiedenheit ihres Siedepunktes, insofern sich dieser für jedes CH_2 ungefähr um 19 Grad erhöht; so siedet z. B. Aethylalkohol bei 78°, während Propylalkohol bei 96° siedet; die Ameisensäure siedet bei 99°, die Valeriansäure bei $99^0 + 4 \times 19^0 = 175^0$.

219. Die organischen Verbindungen entstehen entweder nur durch den Lebensprozess der Pflanzen und Thiere, ohne dass es bis jetzt der Chemie gelungen ist sie künstlich darzustellen, oder ihre Bildung ist durch den Lebensprozess der Pflanzen und Thiere und zugleich auf künstlichem Wege möglich, oder nur auf künstlichem Wege.

Wenn Pflanzen oder Thiere verbrannt werden, so bleiben ihre anorganischen Bestandtheile als Asche zurück; die in der Asche enthaltenen Stoffe sind aus dem Boden entnommen und während des Lebens der Pflanzen und Thiere oder durch das Verbrennen mehr oder minder verändert.

Die verbrennbaren Theile der Pflanzen sind ebenfalls aus anorganischen Substanzen durch chemische Prozesse, welche während der Entwickelung der Pflanzen stattfinden, entstanden; diese sind namentlich Kohlensäure, Wasser und Ammoniak; organische Substanzen sind zur Ernährung der Pflanzen nicht tauglich.

Die von den Pflanzen gebildeten organischen Stoffe, namentlich Stärke, Fette, Albuminate, werden von den Thieren als Nahrungsmittel aufgenommen; die Fette und Albuminate der Pflanzen verwandeln sich, indem sie nur sehr geringe Veränderungen der chemischen Zusammensetzung erleiden, in die entsprechenden Bestandtheile des thierischen Körpers, während die Stärke sich durch Einwirkung von Sauerstoff unter Freiwerden von Wärme in Kohlensäure und Wasser und zum Theil in Fette verwandelt; die Kohlensäure dient

wiederum den Pflanzen zur Nahrung, ebenso das Wasser und das Ammoniak, welche während des Lebens der Thiere ausgeschieden wurden und in welche sich die thierischen Körper nach ihrem Absterben zersetzen. Auch die anorganischen Substanzen, namentlich das Calciumphosphat der Knochen, wird der Erde zurückgegeben und wird von den Pflanzen wiederum als Nahrungsmittel benutzt. So findet ein fortwährender Kreislauf zwischen den organischen Körpern und den Körpern des Pflanzen- und Thierreiches statt.

Von vielen organischen Körpern ist wohl ihre procentische Zusammensetzung, also ihre empirische Formel, nicht aber ihre Constitution oder ihre rationelle Formel bekannt; es ist daher nicht überall möglich, ein wissenschaftliches System derselben aufzustellen; unter diesen Umständen scheint es gerathen, die organischen Verbindungen mit Berücksichtigung ihrer physikalischen und physiologischen Eigenschaften und ihrer technischen Verwendung in Gruppen zu ordnen.

Die Kohlenhydrate, oder Zucker und zuckerbildende Stoffe.

220. Sie bestehen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, und zwar stehen die letzteren in dem Verhältniss, in welchem sie in Wasser verbunden sind — daher der Name Kohlenhydrate. Sie sind namentlich im Pflanzenreiche sehr verbreitet; einige finden sich jedoch auch, wenn auch nur selten, im Thierreiche. Alle sind im freien Zustande fest, theils auflöslich, theils unauflöslich in Wasser, ferner besitzen einige organisirte Structur, andere sind krystallinisch, andere amorph; sie sind nicht flüchtig, sondern zersetzen sich beim Erhitzen in Kohle und verschiedene andere Stoffe. Mit verdünnten Säuren verwandeln sie sich in Traubenzucker. In chemischer Hinsicht verhalten sie sich weder als Säuren, noch als Basen, sondern sind vielmehr indifferent. Ihre chemische Constitution ist noch nicht bekannt.

221. Cellulose oder Pflanzenzellstoff $C_6H_{10}O_5$ (oder ein Vielfaches hiervon) bildet die Wandungen der Pflanzenzellen, die häufig mit den sogenannten incrustirenden Materien ausgekleidet sind; letztere sind in Bezug auf chemisches Verhalten der Cellulose sehr ähnlich. Man kann die Cellulose rein darstellen, wenn man Baumwolle, Leinwand, Hollundermark u. s. w. mit verschiedenen

Flüssigkeiten, wie verdünnter Kalilauge, Essigsäure, Chlor, Aether, Alkohol, Wasser u. s. w. behandelt, um die etwa mit ihr verbundenen Stoffe aufzulösen; Baumwolle ist schon an und für sich fast ganz reine Cellulose. Sie ist weiss, unlöslich in Wasser, Alkohol und Aether. Das einzige Lösungsmittel, aus welchem sie unverändert amorph wiederum ausgeschieden werden kann, ist Kupferhydroxyd-Ammoniak. In concentrirter kalter Schwefelsäure quillt die Cellulose anfangs auf, löst sich aber sodann vollständig; aus der Auflösung scheidet sich bei Zusatz von Wasser ein weisser amorpher Körper (das Amyloïd) aus, der ähnlich wie Amylum durch Jod blau gefärbt wird; dies Verhalten benutzt man zur Erkennung der Cellulose. Taucht man ungeleimtes Papier einige Secunden lang in kalte concentrirte Schwefelsäure und wäscht hierauf mit Wasser aus, so ist es in sogenanntes vegetabilisches Pergament verwandelt, das namentlich zur Unterscheidung der diffusionsfähigen Flüssigkeiten und zu Zwecken, für welche sonst thierische Blase dient, verwandt werden kann. — Wird Cellulose mit verdünnter Schwefelsäure anhaltend gekocht, so verwandelt sie sich erst in Amyloïd, sodann unter Aufnahme der Bestandtheile von einem Molekül Wasser in Traubenzucker $C_6H_{12}O_6$. — Wenn Cellulose, am besten Baumwolle, mit rauchender Salpetersäure, oder einem Gemisch von Schwefelsäure und Salpetersäure, oder von Schwefelsäure und Salpeter behandelt wird, so verwandelt sie sich, ohne ihre äussere Form zu verändern, in Pyroxylin oder Schiessbaumwolle, welche in ähnlicher Weise wie Schiesspulver zum Schiessen, Sprengen von Felsen und ähnlichen Zwecken angewandt werden kann. Die Umwandlung besteht darin, dass an die Stelle von 3 bis 5 Atomen Wasserstoff ebenso viele Moleküle des einwerthigen Radikals Nitryl NO_2 eintreten, ihre Zusammensetzung ist hiernach meist $C_6 \left\{ \begin{matrix} H_7 \\ (NO_2)_3 \end{matrix} \right\} O_5$. Da die Schiessbaumwolle von Kalilauge, Chromsäure u. s. w. nicht angegriffen wird, so kann sie zweckmässig zum Filtriren solcher Flüssigkeiten verwandt werden. Je nach dem Grade der Einwirkung der Salpetersäure ist die Schiessbaumwolle in einem Gemisch von Alkohol und Aether löslich und wird unter dem Namen Collodium in der Photographie als lichtempfindende Substanz, sowie in der Chirurgie verwandt, indem sie nach der Verdunstung des Aethers eine feine, feste, für Luft und Wasser undurchdringliche Haut bildet. — Cellulose ist der Hauptbestandtheil des Holzes, der Baumwolle, des Hanfes, Flachses und des Papiers.

222. Amylum oder Stärke $C_6O_{10}O_5$, mit Cellulose isomer, ist ebenfalls im Pflanzenreiche sehr verbreitet und findet sich meist in den Zellen der Pflanzen in rundlichen Körnchen von organisirter Structur und einem Durchmesser von 0,2 bis 0,004 Millimeter abgelagert. Das Amylum ist in kaltem Wasser, Alkohol und Aether unlöslich, quillt aber in heissem Wasser zu einer gallertartigen Masse, dem sogenannten Kleister auf. Man erkennt die Stärke leicht daran, dass eine kalte wässerige Lösung derselben von Jodtinktur (Jod aufgelöst in Alkohol) blau gefärbt wird. — Die Stärke ist als Nahrungsmittel sehr bedeutungsvoll und findet ausserdem als Kleister vielfache Anwendung zum Kleben, Steifen der Wäsche u. s. w. Man stellt sie dar, indem man sie aus den zerrissenen Pflanzenzellen mechanisch auswäscht. Kartoffeln enthalten davon 16 bis 2 Procent, Weizen 86 Procent; auch alle übrigen Getreidearten, sowie die Hülsenfrüchte sind reich an Stärke. Da die Stärke keinen Stickstoff enthält, so kann sie nur in Begleitung von anderen Nahrungsmitteln in kräftiger Weise ernährend wirken. Der im Handel vorkommende Sago, welcher aus dem Stamme der Sagopalme gewonnen wird, sowie Arrow-root, das in der westindischen Pfeilwurzel Maranta arundinacea enthalten ist, verdanken dem Gehalt an Stärke ihre Anwendung. Mit höchst concentrirter Salpetersäure zersetzt sich die Stärke ähnlich wie die Cellulose, indem ein Atom Wasserstoff durch die Atomgruppe NO_2 vertreten wird, in das explosive Xyloïdin $C_6 \left\{ \begin{matrix} H_9 \\ NO_2 \end{matrix} \right\} O_5$. Erhitzt man Stärke auf 160 bis 200°, so verwandelt sie sich in Dextrin; dieselbe Einwirkung haben auch gewisse Eiweisskörper, unter andern die im Gerstenmalz enthaltene Diastase, welche wässerige Lösungen von Stärke bei einer Temperatur von 70° in Dextrin und Traubenzucker verwandeln.

Der Stärke sehr ähnlich und von gleicher Zusammensetzung sind das Inulin, in verschiedenen Wurzeln (z. B. Inula, Dahlia), das Lichenin, namentlich im isländischen Moose, und das Glycogen in der Leber der Säugethiere.

223. Dextrin oder Stärkegummi $C_6H_{10}O_5$, also isomer mit Amylum und Cellulose, bildet sich, wenn Amylum von 160 bis 200° erhitzt wird, oder wenn man Stärkekleister mit einem wässerigen Malzaufgusse einige Zeit bei 60 bis 70° behandelt und den weiteren Uebergang in Stärkezucker hierauf durch Steigerung der Temperatur zur Siedehitze, bei welcher die Diastase unwirksam wird, unterbricht. Das Dextrin verdankt seinen Namen dem Umstande,

dass es die Ebene des polarisirten Lichtstrahls nach rechts dreht, während das arabische Gummi, mit welchem es in den meisten übrigen Eigenschaften übereinstimmt, nach links dreht. Es löst sich in Wasser zu einer klebrigen Flüssigkeit auf, welche zum Kleben, zum Verdicken von Farben u. s. w. benutzt wird.

Arabisches Gummi $C_6H_{10}O_5$ ist mit den vorhergenannten Verbindungen ebenfalls isomer. Es ist in Wasser wie das Dextrin löslich und wird wie dieses durch verdünnte Schwefelsäure in Traubenzucker umgewandelt. Der Unterschied von Dextrin ist vorher angegeben. Das arabische Gummi fliesst aus mehreren Acaciaarten freiwillig aus und kommt in Form von gelblichen bis braunen glasähnlichen Massen in den Handel. Das sogenannte Kirschgummi ist ein Gemenge von Gummi und Pflanzenschleim. Unter letzter Bezeichnung fasst man verschiedene Substanzen zusammen, welche im Ganzen die Zusammensetzung des Gummis haben, aber in Folge eines Gehaltes von anorganischen Bestandtheilen, namentlich Calciumverbindungen, in Wasser nicht vollständig löslich sind, sondern in demselben nur aufquellen. Hierher gehört Traganthgummi, welches aus einer Astragalus-Art ausfliesst und vom Orient her in den Handel kommt. Leinsamen, Quittenkerne, die Wurzeln von Eibisch, die Knollen mehrerer Orchideen, die Caragheen-Alge enthalten Pflanzenschleim in grosser Menge.

224. Unter Zucker oder Glycosen begreift man eine Anzahl mehr oder weniger süssschmeckender Kohlenhydrate, welche der geistigen Gährung fähig sind, d. h. die Eigenschaft haben, dass sie unter geeigneten Umständen sich in Alkohol und Kohlensäureanhydrid zersetzen. Sie sind in Wasser löslich und theils krystallisationsfähig, theils nicht.

Rohrzucker oder Saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ ist namentlich in den Stengeln von Pflanzen, im Besonderen im Zuckerrohr, in den Stämmen einiger Ahornarten und den Wurzeln der Mohrrüben und Runkelrüben enthalten. Man erhält den Zucker krystallinisch, nachdem der Saft durch Abdampfen gehörig concentrirt und durch Zusatz von Blut, dessen Eiweissgehalt beim Erhitzen gerinnt und die geringern Mengen des im Zuckersaft enthaltenen Eiweisses einschliesst, sowie durch Knochenkohle, welche die Farbstoffe und einige andere Verbindungen in ihren Poren verdichtet, gereinigt worden ist. Durch die zum Abdampfen erforderliche höhere Temperatur geht ein Theil des Rohrzuckers in unkrystallinischen Schleim- oder Fruchtzucker über, welcher den Hauptbestandtheil des Syrups bildet. Der Rohr-

zucker krystallisirt in monoklinen durchsichtigen farblosen Prismen. Sein Geschmack ist rein süss. Er löst sich in allen Verhältnissen in heissem Wasser; auch ist er in kaltem Wasser noch leicht löslich; in wasserhaltigem Alkohol ist er schwer löslich, in absolutem Alkohol unlöslich. Bei 160° schmilzt er zu einer amorphen Masse, dem Gerstenzucker, welcher nach und nach von selbst wieder krystallinisch wird; wird Zucker bis 220° erhitzt, so verwandelt er sich unter Abgabe der Elemente von Wasser in eine dunkelbraune Substanz, Caramel $C_{12}H_{18}O_9$, welcher als brauner Farbstoff zum Färben von Flüssigkeiten häufig Anwendung findet. — Der Rohrzucker verwandelt sich durch längeres Erhitzen mit Wasser, sowie durch Einwirkung verdünnter Säuren oder Gährungsfermente (Hefe) in sogenannten Invertzucker, d. h. ein Gemenge von Traubenzucker und Fruchtzucker, welche der geistigen Gährung fähig sind; durch Kochen mit Salpetersäure geht er je nach der Dauer der Einwirkung in Schleimsäure oder Oxalsäure über. — Mit einigen Basen geht der Zucker Verbindungen ein, von denen namentlich das Calciumsaccharat $CaC_{12}H_{22}O_{12}$ zu bemerken ist. Aus den alkalischen Lösungen von Kupfersalzen scheidet Rohrzucker in der Kälte kein Kupferoxydul ab, wohl aber bei längerem Kochen.

Milchzucker oder Lactose $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$ findet sich nur in der Milch der Säugethiere aufgelöst in Wasser, neben Caseïn, Butter und anorganischen Salzen. Man stellt ihn aus der Milch dar, indem man durch Labmagen das Caseïn mit der Butter ausscheidet und die süssen Molken, welche noch aus Wasser, Milchzucker und den anorganischen Salzen bestehen, abdampft. Der Milchzucker scheidet sich nach längerer Zeit in durchscheinenden Krystallkrusten aus. Er ist weniger leicht löslich als der Rohrzucker und schmeckt nur schwach süss. Bei 130° verliert er das Krystallwasser und verwandelt sich bei höherer Temperatur in Caramel. Unter Einfluss von Käsestoff geht er in Milchsäure über. Aus alkalischen Lösungen von Kupfersalzen scheidet Milchzucker schon in der Kälte Kupferoxydul aus. Durch Hefe wird er nicht direct, sondern erst nach Umwandlung in Galactose, eine dem Traubenzucker ähnliche Zuckerart, in geistige Gährung versetzt. Er findet in der Pharmacie ausgedehnte Anwendung.

Traubenzucker oder Glucose, auch Stärkezucker, Krümelzucker, Dextrose genannt, hat im krystallisirten Zustande die Zusammensetzung $C_6H_{12}O_6 + H_2O$; das Krystallwasser verliert er bei 86°. Seine Krystalle sind meist sehr klein und undeutlich; er

schmeckt weniger süss und ist in Wasser weniger leicht löslich, als Rohrzucker, durch Hefe geht er direct in die geistige Gährung über. Er findet sich in den Säften vieler Früchte, namentlich der Weintrauben, Feigen, Pflaumen, Birnen, in grösserer Menge auch im Honig; auch finden sich kleine Mengen im thierischen Körper, besonders als Krankheitsprodukt im Harn der Harnruhrkranken. Der Traubenzucker kann künstlich aus allen Kohlenhydraten dargestellt werden: aus Cellulose und Gummi durch Behandlung mit verdünnten Säuren, aus Stärke und Dextrin durch Kochen mit verdünnter Schwefelsäure oder durch Einwirkung der Diastase des Gerstenmalzes. Fabrikmässig wird er dargestellt, indem Stärke mit verdünnter Schwefelsäure so lange gekocht wird, bis Jodtinktur die Flüssigkeit nicht mehr blau färbt. Nachdem die Flüssigkeit durch Kreide neutralisirt und hierauf durch Knochenkohle filtrirt ist, wird sie entweder bis zur Syrupconsistenz concentrirt und als Stärkesyrup in den Handel gebracht, oder weiter zur Krystallisation abgedampft. Durch Behandlung mit Salpetersäure verwandelt sich der Traubenzucker in Zuckersäure und Oxalsäure. Aus Silberlösungen fällt er metallisches Silber und aus alkalischen Kupferlösungen schon in der Kälte, schneller beim gelinden Erwärmen, Kupferoxydul. Da er in Berührung mit Hefe sich leicht in Kohlensäureanhydrid und Alkohol zersetzt ($C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2$), so wird er vielfach als Zusatz zu zuckerarmem Weinmost und zur Darstellung von künstlichen Weinen angewandt.

Fruchtzucker $C_6H_{12}O_6$ stimmt in seinen wesentlichsten Eigenschaften mit dem Traubenzucker überein, unterscheidet sich aber dadurch von ihm, dass er nicht krystallisationsfähig ist und die Polarisationsebene nach links ablenkt.

225. Den Kohlenhydraten ähnlich sind die noch unvollkommen bekannten Pectinkörper, welche die Ursache sind, dass Pflanzensäfte nach dem Einkochen mit Zucker zu einer Gallerte gestehen.

Die Alkohole.

226. Alkohole, als deren Repräsentant der auch unter dem Namen Weingeist bekannte, und durch geistige Gährung von Zucker dargestellte Alkohol angesehen werden kann, sind Verbin-

dungen, welche aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, sich gegen Pflanzenpapiere neutral zeigen, auf den einfachen oder mehrfachen Typus Wasser zurückzuführen sind und als solche eine den Metallhydroxyden entsprechende Constitution besitzen.

227. 1) Die nach dem einfachen Typus Wasser zusammengesetzten Alkohole haben im Allgemeinen die Zusammensetzung $C_nH_{2n+2}O$, wo n jede ganze Zahl von 1 an sein kann; ihre Constitution ist $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n+1}\\H\end{matrix}\right\}O$, worin C_nH_{2n+1} das Alkoholradikal und H der typische Wasserstoff ist. Durch Abgabe von 2 Atomen Wasserstoff verwandeln sich die Alkohole in Aldehyde (Alkohol dehydrogenatus), deren allgemeine Formel hiernach $C_nH_{2n-1}O$ ist, und diese gehen durch Aufnahme von 1 Atom Sauerstoff in entsprechende Säuren von der Constitution $\left.\begin{matrix}H\\C_nH_{2n-1}O\end{matrix}\right\}O$ über.

Unter Aether versteht man Verbindungen von der Constitution der Alkohole, in welchen der typische Wasserstoff durch das Alkoholradikal ersetzt ist; sie entsprechen hiernach in ihrer Constitution den Metalloxyden, die aus den Hydroxyden durch Eintritt desselben Metalls an die Stelle des Wasserstoffs entstehen: z. B. wie aus dem Hydroxyd $\left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}O$ das Oxyd $\left.\begin{matrix}K\\K\end{matrix}\right\}O = K_2O$ wird, so wird aus $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n+1}\\H\end{matrix}\right\}O$ der Aether $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n+1}\\C_nH_{2n+1}\end{matrix}\right\}O = (C_nH_{2n+1})_2O$.

Zusammengesetzte Aether sind aufzufassen als Salze, in welchen das Metall durch ein Alkoholradikal vertreten ist, oder Alkohole, in welchen der typische Wasserstoff durch ein Säureradikal vertreten ist; so lässt sich z. B. der Essigsäure-Aethyläther (gewöhnlich Essigäther genannt) auffassen als z. B. Kaliumacetat (essigsaures Kali) $\left.\begin{matrix}K\\C_2H_3O\end{matrix}\right\}O$, in welchem das Kalium durch das Alkoholradikal Aethyl C_2H_5 vertreten ist $= \left.\begin{matrix}C_2H_5\\C_2H_3O\end{matrix}\right\}O$, oder als Aethylalkohol $\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O$, in welchem der typische Wasserstoff durch das Radikal Acetyl C_2H_3O vertreten ist.

Die wichtigsten Alkoholradikale, Alkohole und entsprechenden Säureradikale sind:

Alkoholradikale C_nH_{2n+1}.	Alkohole $C_nH_{2n+2}O$.	Säureradikale $C_nH_{2n-1}O$.
Methyl CH_3	Methylalkohol CH_4O	Formyl CHO
Aethyl C_2H_5	Aethylalkohol C_2H_6O	Acetyl C_2H_3O
Propyl C_3H_7	Propylalkohol C_3H_8O	Propionyl C_3H_5O
Butyl C_4H_9	Butylalkohol $C_4H_{10}O$	Butyryl C_4H_7O
Amyl C_5H_{11}	Amylalkohol $C_5H_{12}O$	Valeryl C_5H_9O
Cetyl $C_{16}H_{33}$	Cetylalkohol $C_{16}H_{34}O$	Palmityl $C_{16}H_{31}O$
— — — —	— — — — — —	Stearyl $C_{18}H_{35}O$
Ceryl $C_{27}H_{55}$	Cerylalkohol $C_{27}H_{56}O$	Cerotyl $C_{27}H_{53}O$

Aus der grossen Zahl der Alkohole sollen hier nur die wichtigsten ausgewählt werden.

Der **Aethylalkohol** $C_2H_6O = \left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O$ = Aethylhydroxyd entsteht aus zuckerhaltigen Substanzen durch **geistige Gährung**. Diese besteht darin, dass Keime des Hefenpilzes, welche ungemein verbreitet sind und sich auch unter gewöhnlichen Umständen in der atmosphärischen Luft vorfinden, sich zu nähren und zu vermehren suchen. Die zur Ernährung und zur Bildung neuer Zellen nothwendigen Stoffe sind, wie früher erwähnt, Wasser, Kohlensäure, Ammoniak und anorganische Salze; während das Ammoniak durch Zersetzung von abgestorbenen Hefezellen oder stickstoffhaltigen Eiweisskörpern gewonnen wird, entsteht die Kohlensäure durch Zersetzung des Zuckers. Sobald in der Zuckerlösung eiweissähnliche Stoffe enthalten sind, wie z. B. in Fruchtsäften, besonders im Traubenmost, ist ein Zusatz von Hefe nicht nöthig, da die Keime aus der Luft in die Flüssigkeit gerathen und in derselben sich vermehren können; in anderen Fällen muss Hefe oder stickstoffhaltige Substanz hinzugefügt werden. Die Bedingungen für die geistige Gährung sind im Allgemeinen dieselben, welche zum Wachsthum und Gedeihen der Pflanzen überhaupt erforderlich sind, namentlich eine Temperatur von 5 bis 35°, am besten von 25 bis 30°; ganz verhindert oder unterbrochen wird die Gährung durch Siedehitze oder Anwesenheit von verschiedenen Metallsalzen. Neben Kohlensäure und Alkohol treten als Produkte der Gährung noch verschiedene andere Substanzen in sehr kleiner Menge auf, z. B. Glycerin und Bernsteinsäure; zur Bildung dieser Stoffe werden ungefähr 6 Procent des Zuckergehaltes verbraucht; im Ganzen genommen geht aber die Gährung nach der Formel $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2$ vor sich. — Nach der Art des Verlaufes der Gährung unterscheidet man Untergährung und Obergährung; erstere findet bei niederer (5 bis 10°), letztere bei erhöhter

Temperatur statt. Gesättigte Zuckerlösungen, oder Flüssigkeiten, welche auf 1 Theil Zucker weniger als 4 Theile Wasser enthalten, sind nicht gährungsfähig.

Der Aethylalkohol bildet den wesentlichen Bestandtheil aller geistigen Getränke, als Wein, Bier, Branntwein; der Alkoholgehalt derselben ist sehr verschieden: Bier enthält von 4 bis 9, Wein 5 bis 12, Madeira 17 bis 23, Branntwein 40 bis 45, Rum 50 bis 60 Proc. Der gewöhnliche Brennspiritus hat einen Gehalt von 60 bis 70 Proc., der käufliche absolute Alkohol 98 bis 99 Proc. Alkohol. Wasserfreien Alkohol stellt man dar, indem man wasserhaltigen Alkohol mit Substanzen, welche das Wasser heftig anziehen, als geschmolzenem Chlorcalcium, gebranntem Kalk, entwässertem Kupfersulfat vermischt und nach einiger Zeit bei gelinder Wärme destillirt. Eine häufige Verunreinigung des Branntweins ist das Fuselöl (Amylalkohol); zur Entfernung desselben bringt man Filtration durch Kohle in Anwendung. — Der reine Aethylalkohol ist eine farblose dünne Flüssigkeit von eigenthümlichem, angenehmem Geruch und brennendem Geschmack. Sein Volumengewicht ist 0,794; er siedet bei 78° und ist bis jetzt bei der stärksten Kälte noch nicht erstarrt; er ist leicht entzündlich und verbrennt mit bläulicher, wenig leuchtender Flamme. Er mischt sich in allen Verhältnissen mit Wasser unter Verdichtung. Alkohol mit Wasser verdünnt bewirkt beim Genuss einen vorübergehenden Rausch, in geringer Menge genossen erhöht er die Thätigkeit der Respirationsorgane. Er ist für verschiedene Stoffe, namentlich für Harze und ätherische Oele, ein wirksames Auflösungsmittel.

Der Aethyläther oder Aethyloxyd $\left.\begin{matrix}C_2H_5\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O = C_4H_{10}O$ ist eine farblose, sehr bewegliche Flüssigkeit von eigenthümlichem Geruch und brennendem Geschmack; er siedet bei 35,5°, verdunstet an der Luft schon bei gewöhnlicher Temperatur, er ist leicht entzündlich, sein Volumengewicht ist 0,736. Eingeathmet bewirken die Dämpfe vorübergehende Gefühl- und Bewusstlosigkeit, weshalb man sie früher bei Ausführung von schmerzhaften Operationen anwandte. Als Auflösungsmittel für Harze, Fette, Oele u. a. findet er in der Chemie häufig Anwendung. Man stellt ihn gewöhnlich durch Behandlung von Alkohol mit Schwefelsäure dar. Wenn man 5 Theile Alkohol mit 9 Theilen Schwefelsäure mischt und die Mischung in einer mit gut gekühlter Vorlage versehenen Retorte auf 140° erhitzt und sodann Alkohol fortwährend in dem Verhältniss zufliessen lässt,

dass die Temperatur stets zwischen 140 und 145° bleibt, so kann man durch dieselbe Menge Schwefelsäure ungemein grosse Mengen Aether bilden. Der Vorgang hierbei ist, dass sich zunächst Aethylschwefelsäure bildet: $\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = \left.\begin{matrix}H\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_5, H\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2$; indem hierauf die Aethylschwefelsäure auf ein zweites Molekül Alkohol einwirkt, entsteht Aether und Schwefelsäure: $\left.\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}C_2H_5, H\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2 = \left.\begin{matrix}C_2H_5\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O + \left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2$; sobald das durch den ersten Prozess gebildete Wasser und der durch den zweiten Prozess gebildete Aether verdampft sind, wirkt die frei gewordene Schwefelsäure auf eine neue Menge Alkohol ein u. s. w.

Der Methylalkohol $CH_4O = \left.\begin{matrix}CH_3\\H\end{matrix}\right\}O$, oder Holzgeist ist ein Produkt der Destillation des Holzes, also ein Bestandtheil des sogenannten Holzessigs. Man gewinnt ihn, indem man den Holzessig mit Kalk neutralisirt, und den übrig bleibenden Holzgeist von dem Calciumacetat durch Destillation trennt. Man erhält den Methylalkohol rein, indem man zu dem (käuflichen) Holzgeist geschmolzenes Calciumchlorid hinzusetzt, womit er eine Verbindung eingeht, und wiederum destillirt, wobei alle übrigen Unreinigkeiten entweichen. Die Verbindung von Methylalkohol und Calciumchlorid wird sodann mit Wasser zersetzt, und das Gemisch nochmals einer Destillation unterworfen; der wässerige Methylalkohol wird endlich über gebranntem Kalk rectificirt. Er verhält sich dem Aethylalkohol ganz ähnlich, hat ein Volumengewicht von 0,807 und geht unter Einfluss oxydirender Mittel, z. B. durch den Sauerstoff der Luft in Berührung mit Platinschwarz in Ameisensäure über: $CH_4O + 2O = \left.\begin{matrix}CHO\\H\end{matrix}\right\}O + H_2O$.

Wenn man Methylalkohol mit Schwefelsäure und Kochsalz erhitzt, so bildet sich ein farbloses, ätherartig riechendes Gas, das Methylchlorid CH_3Cl, nach der Zersetzungsgleichung $2CH_4O + 2NaCl + H_2SO_4 = 2CH_3Cl + 2H_2O + Na_2SO_4$. Wenn durch Behandlung mit Chlor 2 Atome des Wasserstoffs durch Chlor ersetzt werden, so entsteht $CHCl_2, Cl$ oder zweifach gechlortes Methylchlorid, gewöhnlich Chloroform genannt. Das Chloroform, eine farblose, eigenthümlich riechende Flüssigkeit von 1,48 Volumengewicht, bekannt durch die Eigenschaft, ähnlich wie der Aethyläther, beim Ein-

athmen Gefühl- und Bewusstlosigkeit zu erzeugen, kann auf verschiedene andere Weisen dargestellt werden; die gewöhnliche Darstellungsmethode ist die Destillation von 4 Theilen Alkohol, 3 Theilen Wasser und 1 Theile Chlorkalk.

Der Amylalkohol $C_5H_{12}O = \left.\begin{matrix} C_5H_{11} \\ H \end{matrix}\right\} O$ ist ein Hauptbestandtheil des sogenannten Fuselöls, welches sich bei der Darstellung des Aethylalkohols aus Roggen oder Kartoffeln bildet. Der Amylalkohol ist eine farblose Flüssigkeit von sehr unangenehmem Geruch, leicht löslich in Alkohol und Aether. Durch Oxydation geht er in Valeriansäure über.

228. 2) Nach dem dreifachen Typus Wasser gebildet oder dreiatomig ist der Glycerylalkohol oder das Glycerin $\left.\begin{matrix} C_3H_5 \\ H_3 \end{matrix}\right\} O_3$. Es ist ein Bestandtheil der Fette, welche durch Behandlung mit starken Basen in Seifen und Gycerylalkohol zerfallen. Man stellt es leicht dar durch Behandlung von Bleioxyd mit Olivenöl. In der Technik gewinnt man es bei der Fabrikation der Stearinkerzen als Nebenprodukt, indem Stearinfett mit Kalk verseift wird. Aus dem Glycerylalkohol entsteht das Stearin, wenn die drei Atome des typischen Wasserstoffs durch das dreifache Radikal der Stearinsäure (Stearyl) $C_{18}H_{35}O$ ersetzt werden, so dass hiernach das Stearin oder das Glycerylstearat die Zusammensetzung $\left.\begin{matrix} C_3H_5 \\ 3C_{18}H_{35}O \end{matrix}\right\} O_3$ hat. Das Glycerin bildet einen farblosen Syrup von süssem Geschmack, der in Wasser leicht löslich, aber der geistigen Gährung nicht fähig ist. Da es bei gewöhnlicher Temperatur nicht flüchtig ist und die Haut geschmeidig erhält, so wird es namentlich zur Füllung von Gasuhren und als Heilmittel für Hautkrankheiten, ausserdem aber auch zur Versüssung von Getränken angewandt. Wenn man in eine kalte Mischung gleicher Mengen von Schwefelsäure und Salpetersäure nach und nach kleine Mengen von Glycerin zusetzt und hierauf die Mischung mit Wasser verdünnt, so erhält man einen ölförmigen Körper, das Nitroglycerin $\left.\begin{matrix} C_3H_5 \\ 3NO_2 \end{matrix}\right\} O_3$, welcher wegen seiner heftigen Explosionsfähigkeit häufig zum Sprengen von Felsen Anwendung findet.

Die Säuren und ihre salzartigen Verbindungen.

229. Unter organischen Säuren versteht man Verbindungen, welche theils in den Pflanzen und Thieren fertig gebildet vorkommen, theils künstlich dargestellt werden und sich in Bezug auf andere Stoffe den anorganischen Sauerstoffsäuren ganz entsprechend verhalten. Wie die anorganischen Säuren nach dem einfachen, zweifachen u. s. w. Typus Wasser gebildet sein konnten, so ist dies auch in Bezug auf die organischen Säuren der Fall.

230. 1) Die Säuren vom einfachen Typus Wasser bilden zwei homologe Reihen; die erstere dieser Reihen ist nach der allgemeinen Formel $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n-1}O \\ H \end{matrix}\right\} O$ zusammengesetzt und ist also auf Radikale von der allgemeinen Form $C_nH_{2n-1}O$ zurückzuführen; die zweite Reihe von Säuren entspricht der allgemeinen Formel $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n-3}O \\ H \end{matrix}\right\} O$ und enthält hiernach Radikale von der allgemeinen Form $C_nH_{2n-3}O$.

231. A. Die Säuren von der allgemeinen Form $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n-1}O \\ H \end{matrix}\right\} O$ entstehen aus den Alkoholen von der Form $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n+1} \\ H \end{matrix}\right\} O$ dadurch, dass 2 Atome Wasserstoff durch 1 Atom Sauerstoff substituirt werden; man fasst sie unter dem Namen Fettsäuren zusammen, weil mehrere derselben Bestandtheile der Fette sind oder durch Oxydation der Fette entstehen.

Die wichtigsten Fettsäuren und ihre Radikale sind:

Fettsäureradikale $C_nH_{2n-1}O$.	Fettsäuren $\left.\begin{matrix} C_nH_{2n-1}O \\ H \end{matrix}\right\} O$.
Formyl CHO	Ameisensäure CHO, H, O
Acetyl C_2H_3O	Essigsäure C_2H_3O, H, O
Propionyl C_3H_5O	Propionsäure C_3H_5O, H, O
Butyryl C_4H_7O	Buttersäure C_4H_7O, H, O
Valeryl C_5H_9O	Valeriansäure C_5H_9O, H, O
Palmityl $C_{16}H_{31}O$	Palmitinsäure $C_{16}H_{31}O, H, O$
Stearyl $C_{18}H_{35}O$	Stearinsäure $C_{18}H_{35}O, H, O$
Cerotyl $C_{27}H_{53}O$	Cerotinsäure $C_{27}H_{53}O, H, O$

Diese Fettsäuren unterscheiden sich insofern von einander als die zuerst genannten bei gewöhnlicher Temperatur flüssig, in Wasser mehr oder minder löslich sind, sich unzersetzt destilliren lassen und beim Kochen mit Wasser, obgleich der Siedepunkt von mehreren derselben höher als der des Wassers liegt, unverändert übergehen; man nennt sie daher flüchtige Fettsäuren; die drei letztgenannten werden eigentliche Fettsäuren genannt, weil sie, wie die Fette, bei gewöhnlicher Temperatur fest, in Wasser unlöslich sind und auf Papier Fettflecken machen, die von selbst nicht wieder verschwinden; mit Metallen bilden sie Salze, von denen nur die der Alkalien in Wasser löslich sind.

Die Formylsäure oder Ameisensäure $\left.\begin{matrix}CHO\\H\end{matrix}\right\}O$ findet sich in den Ameisen, sowie in den Giftorganen mehrerer stechenden Insekten und Pflanzen; sie ist eine farblose, stark sauer riechende Flüssigkeit, welche unter 0° erstarrt und bei 100° siedet. Man stellt sie dar durch Destillation von Waldameisen mit Wasser, oder künstlich durch Destillation eines Gemenges von 10 Theilen Stärke, 37 Th. Braunstein, 30 Th. Schwefelsäure und 30 Th. Wasser; das Destillat wird sodann durch Bleioxyd neutralisirt, und die entstandene Verbindung mit Schwefelwasserstoff zersetzt; durch nochmaliges Destilliren erhält man die Ameisensäure. Von den ameisensauren Salzen oder Formaten sind wichtig: das Ammoniumformat $\left.\begin{matrix}CHO\\NH_4\end{matrix}\right\}O$, welches beim Erhitzen in Blausäure und Wasser zerfällt $\left(\left.\begin{matrix}CHO\\NH_4\end{matrix}\right\}O = H(CN) + 2H_2O\right)$. — Das Bleiformat $\left.\begin{matrix}(CHO)_2\\Pb\end{matrix}\right\}O_2$ krystallisirt in farblosen, in kaltem Wasser schwer löslichen Prismen.

Die Acetylsäure oder Essigsäure $\left.\begin{matrix}C_2H_3O\\H\end{matrix}\right\}O$ findet sich zum Theil an Basen gebunden im Safte mehrerer Bäume und selten auch im thierischen Körper; sie ist eine farblose Flüssigkeit, welche unter 17° krystallisirt und daher auch Eisessig genannt wird; sie siedet bei 119°; mit Wasser verdünnt (Essig) zeigt sie einen rein sauren Geschmack; sie röthet Lakmus stark und mischt sich mit Wasser in allen Verhältnissen. Man gewinnt die concentrirte Essigsäure am besten durch Destillation von entwässertem essigsaurem

Natron oder (Natriumacetat) mit Schwefelsäure: $2\left[\begin{matrix}C_2H_3O\\Na\end{matrix}\right\}O\Big] +$ $H_2SO_4 = 2\left[\begin{matrix}C_2H_3O\\H\end{matrix}\right\}O\Big] + Na_2SO_4$. Die verdünnte Essigsäure oder der Essig wird fabrikmässig dargestellt 1) durch trockene Destillation von Holz, wobei eine Flüssigkeit, der Holzessig, übergeht, welche von den übrigen Substanzen gereinigt werden muss; 2) durch Oxydation von Alkohol oder alkoholhaltigen Flüssigkeiten, namentlich verdünntem Alkohol, Wein und Bier. Als Vermitteler der Oxydation durch den Sauerstoff der Luft benutzt man Platinmohr, welcher mit den Dämpfen des Alkohols und mit Luft zugleich in Berührung kommt, oder man lässt Wein oder Bier offen an der Luft stehen, oder man lässt, wie dies bei der sogenannten Schnellessigfabrikation der Fall ist, mit Wasser verdünnten Branntwein tropfenweise durch Fässer sickern, welche mit Hobelspähnen gefüllt sind und deren Inneres dem Luftzutritt ausgesetzt ist; bei der letzterwähnten Art der Essigbildung vermittelt ein eigenthümlicher Pilz die Rolle der Uebertragung des Sauerstoffs auf den Alkohol. — Von den essigsauren Salzen oder Acetaten sind zu nennen: Aethylacetat (Essigäther) $\left.\begin{matrix}C_2H_3O\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O$, eine dünne Flüssigkeit von eigenthümlichem Geruch, welche bei 74° siedet. Die Verbindung entsteht bei der Destillation eines Metallacetats mit Schwefelsäure und Alkohol: $2\left[\begin{matrix}C_2H_5\\H\end{matrix}\right\}O\Big] + 2\left[\begin{matrix}C_2H_3O\\Na\end{matrix}\right\}O\Big] + H_2SO_4 = Na_2SO_4$ $+ 2\left[\begin{matrix}C_2H_3O\\C_2H_5\end{matrix}\right\}O\Big] + 2H_2O$.

Natriumacetat (essigsaures Natron) $\left.\begin{matrix}C_2H_3O\\Na\end{matrix}\right\}O + 2H_2O$ bildet sich leicht durch Sättigung von Essig mit Natriumcarbonat, als farblose, in Wasser leicht lösliche Krystallmasse, welche an der Luft durch Wasserabgabe leicht verwittert.

Bleiacetat (essigsaures Bleioxyd, Bleizucker) $\left.\begin{matrix}(C_2H_3O)_2\\Pb\end{matrix}\right\}O_2$ $+ 3H_2O$ bildet sich durch Behandlung von Bleioxyd mit Essigsäure; es krystallisirt in Krystallen des monoklinen Systems von süssem Geschmack, die in Wasser ziemlich leicht löslich sind und giftige Wirkungen äussern.

Das neutrale Kupferacetat $\left.\begin{matrix}(C_2H_3O)_2\\Cu\end{matrix}\right\}O_2 + H_2O$ wird

erhalten durch Auflösen von Kupferoxyd in Essigsäure; es ist in Wasser ziemlich schwer löslich und krystallisirt daraus in dunkelgrünen Krystallen des monoklinen Systems. Wenn Dämpfe von Essigsäure und Sauerstoff der Luft gleichzeitig auf metallisches Kupfer einwirken, so bildet sich ein basisches Salz, welches unter dem Namen Grünspan bekannt ist. Ein Doppelsalz von essigsaurem und arsenigsaurem Kupferoxyd ist unter dem Namen Schweinfurter Grün als Malerfarbe bekannt.

Aluminiumacetat oder essigsaure Thonerde, erhalten durch Zersetzung von Aluminiumsulfat mit Bleiacetat, wird als Beizmittel in der Färberei benutzt.

Die Butyrylsäure oder Buttersäure $\left.\begin{matrix} C_4H_7O \\ H \end{matrix}\right\} O$ ist eine ölartige, farblose, stark nach ranziger Butter riechende Flüssigkeit von 157° Siedepunkt, die sich mit Wasser, Alkohol und Aether in allen Verhältnissen mischt. Sie findet sich in der Natur bisweilen frei, z. B. im Schweisse, theils gebunden als Glycerylverbindung in der Butter, aus welcher sie beim Ranzigwerden frei wird, auch im Johannisbrod und anderen Früchten. Man erhält die Buttersäure, wenn man fein zerstossenes Johannisbrod, mit Wasser angerührt, bei 20 bis 30° unter Zusatz von faulem Käse, und indem man die entstandene Buttersäure durch wiederholten Zusatz von Kreide neutralisirt, der Gährung überlässt, und hierauf das gebildete Calciumbutyrat durch Destillation mit Schwefelsäure zersetzt. Auch durch Gährung von Zucker mit faulem Käse, Kreide und Wasser bildet sich Calciumbutyrat, indem die zuerst gebildete Milchsäure sich in Buttersäure, Kohlensäure und Wasserstoff zersetzt. — Von den Butyrylverbindungen ist das Aethylbutyrat oder der Buttersäureäther $\left.\begin{matrix} C_4H_7C \\ C_2O_5 \end{matrix}\right\} O$ wichtig; es bildet eine farblose dünne Flüssigkeit, von angenehmem Geruch von Ananas oder Reinetten; und ist in sehr kleiner Menge in gutem Rum enthalten, welchem es seinen Geruch mittheilt. Man stellt den Buttersäureäther zum Aromatisiren schlechter Rumsorten oder zur Bereitung anderer aromatischer Flüssigkeiten im Grossen dar durch Vermischen von Buttersäure mit Alkohol und Schwefelsäure, oder indem man Butter mit Kali verseift und die erhaltene Seife in starkem Alkohol gelöst mit Alkohol und Schwefelsäure destillirt; das so erhaltene Destillat enthält noch einige andere wohlriechende Aethersorten.

Die Palmitylsäure oder Palmitinsäure $\left.\begin{matrix}C_{16}H_{31}O\\H\end{matrix}\right\}O$, und die Stearylsäure oder Stearinsäure $\left.\begin{matrix}C_{18}H_{35}O\\H\end{matrix}\right\}O$ und ausserdem die noch später zu erwähnende Oleylsäure oder Oelsäure $\left.\begin{matrix}C_{18}H_{33}O\\H\end{matrix}\right\}O$ bilden, sobald der typische Wasserstoff durch das Alkoholradikal Glyceryl vertreten wird, salzartige Verbindungen vom dreifachen Typus Wasser $\left.\begin{matrix}H_3\\H_3\end{matrix}\right\}O_3$, in welchen das eine H_3 durch das dreiwerthige Glyceryl, das andere H_3 durch das dreifache Radikal der Säure vertreten ist, nämlich die einfachen Fette Stearin oder Glycerylstearat $\left.\begin{matrix}3(C_{18}H_{35}O)\\C_3H_5\end{matrix}\right\}O_3$, Palmitin oder Glycerylpalmitat $\left.\begin{matrix}3(C_{16}H_{31}O)\\C_3H_5\end{matrix}\right\}O_3$, und Oleïn oder Glyceryloleat $\left.\begin{matrix}3C_{18}H_{33}O\\C_3H_5\end{matrix}\right\}O_3$. Die genannten einfachen Fette kommen nicht einzeln in der Natur vor, sondern stets sind zwei oder mehrere Fette mit einander gemischt; die festen Fette enthalten vornehmlich Palmitin und Stearin, die flüssigen vornehmlich Oleïn. Alle Fette machen die Haut schlüpfrig und verursachen auf Papier durchscheinende Flecken, welche, da die Fette nicht verdampfen, schwierig zu entfernen sind. Im frischen Zustande sind sie geruch- und geschmacklos und ohne Wirkung auf Lakmus; dagegen nehmen sie, namentlich wenn sie mit eiweissähnlichen Substanzen verunreinigt sind, saure Reaktion und üblen Geruch und Geschmack an. Die wichtigste Anwendung finden die Fette als Nahrungsmittel, als Leuchtmaterial, zur Darstellung von Seifen, Pflastern, Firnissen und als Schmiermittel, um die Reibung von Maschinentheilen zu verhindern. Das Palmitin ist namentlich ein Bestandtheil der halbfesten, salbenartigen Fette, des Menschenfetts, Schweinefetts, der Kuhbutter, des Hammeltalgs, des Palmöls, des Cocosnussöls und des Wallraths. Um es darzustellen, kühlt man am besten Olivenöl bis unter 0° ab, wobei das Palmitin sich als gelbweisse, krystallinische Masse abscheidet, welche sich durch Pressen von dem flüssigen Theile trennen lässt; durch Wiederholung dieses Verfahrens kann man es reiner erhalten. Es ist leicht schmelzbar, unlöslich in Wasser, wenig löslich in kaltem Alkohol, leichter in kochendem Alkohol und in Aether. Das früher mit Margarin bezeichnete Fett hat sich in neuerer Zeit als Ge-

menge von Palmitin und Stearin erwiesen. Das Stearin ist namentlich ein Bestandtheil des Rinder- und Hammeltalgs; man trennt es von dem Palmitin und Oleïn, indem man den Talg mehrmals mit kaltem Aether behandelt, in welchem letztere leicht löslich sind, während Stearin zurückbleibt. Es krystallisirt in weissen Blättchen, die bei 63° schmelzen, ist unlöslich in Wasser, schwer löslich in kaltem Alkohol und Aether, leicht löslich dagegen in heissem Aether. Der bei der Darstellung des Palmitins flüssig bleibende Theil des Olivenöls ist wesentlich Oleïn; es ist farblos, geruchlos, unlöslich in Wasser, schwer löslich in kaltem Alkohol, leicht löslich in Aether. Es erstarrt erst bei — 5° krystallinisch.

Wenn man ein Fett, z. B. Glycerylstearat mit starken Basen, z. B. Kali behandelt, so zersetzt es sich mit denselben in Kaliumstearat und Glycerylalkohol (Glycerin): $\left.\begin{matrix}3(C_{18}H_{35}O)\\ C_3H_5\end{matrix}\right\} O_3 + 3\left[\left.\begin{matrix}H\\ K\end{matrix}\right\} O\right]$ $= 3\left[\left.\begin{matrix}C_{18}H_{35}O\\ K\end{matrix}\right\} O\right] + \left.\begin{matrix}C_3H_5\\ H_3\end{matrix}\right\} O_3$. Im Allgemeinen nennt man die Alkaliverbindungen der eigentlichen Fettsäuren Seifen; sie sind im Wasser löslich, und zwar sind die Kaliseifen weich, die Natronseifen hart. Die entsprechenden Blei- oder Calciumsalze sind in Wasser unlöslich und führen den Namen Pflaster.

Die Stearinsäure und Palmitinsäure benutzt man zur Darstellung der sogenannten Stearinkerzen; die aus Talg dargestellten enthalten nur geringe Mengen von Palmitinsäure. Zu diesem Zwecke wird Talg zunächst mit Wasserdämpfen geschmolzen und dann mit Kalkmilch unter beständigem Umrühren gekocht; hierdurch entsteht Glycerin und die Kalksalze der verschiedenen Fettsäuren; letztere werden mit verdünnter Schwefelsäure zersetzt, wobei Calciumsulfat und Fettsäuren entstehen. Das Gemenge der verschiedenen Fettsäuren wird zur Entfernung der Oleïnsäure in wollenen Tüchern zwischen erwärmten Platten gepresst; das Gemenge von Stearinsäure und Palmitinsäure wird geschmolzen und zu Kerzen geformt; die Oleïnsäure dient zur Fabrikation von Seifen; desgleichen findet das als Nebenprodukt gewonnene Glycerin, wie früher erwähnt, technische Anwendung.

Um aus dem Gemenge von Palmitinsäure und Stearinsäure die einfachen Säuren darzustellen, löst man entweder die Stearinkerzenmasse in kochendem Alkohol auf, aus welchem beim Erkalten die

Stearinsäure zunächst auskrystallisirt, oder man wendet die sogenannte partielle Fällung an, d. h. man versetzt die alkoholische Lösung der Stearinkerzenmasse mit einer geringen Quantität von Magnesiumacetat, und erzielt dadurch einen Niederschlag von Magnesiumstearat, während ein Gemenge von Palmitinsäure und Stearinsäure als Lösung zurückbleibt. Durch Wiederholung dieses Verfahrens kann man die Säuren möglichst rein darstellen. Das Magnesiumsalz wird durch Salzsäure zersetzt. — Die Stearinsäure bildet eine glänzende, weisse Krystallmasse, welche bei 69° schmilzt; die Palmitinsäure schmilzt bei 62°; letztere ist in Alkohol und Aether leicht löslich, während die Stearinsäure sich in Alkohol schwieriger löst. Die Oleylsäure bildet glänzendweisse Krystalle, welche bei 14° schmelzen, und in Alkohol und Aether leicht löslich sind.

Die Cerotylsäure oder Cerotinsäure $\left.\begin{matrix}C_{27}H_{53}O\\H\end{matrix}\right\}O$ ist der hauptsächlichste Bestandtheil des Bienenwachses, welches ausser dieser Säure namentlich auch Verbindungen der Palmitylsäure enthält. Die Cerotylsäure ist eine weisse, krystallinische, bei 78° schmelzende Masse, die bei Luftabschluss und vorsichtigem Erhitzen ohne Zersetzung destillirbar ist; sie ist unlöslich in Wasser, jedoch löslich in kochendem Alkohol und Aether. Zu ihrer Darstellung wird Bienenwachs mit kochendem Alkohol behandelt, und daraus durch Verdampfen ausgeschieden.

232. B. Die Säuren von der allgemeinen Form $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n-3}O\\H\end{matrix}\right\}O$. Man bezeichnet die homologe Reihe dieser Säure mit dem Namen Oelsäurereihe, weil die vorher erwähnte Oelsäure oder Oleylsäure $\left.\begin{matrix}C_{18}H_{33}O\\H\end{matrix}\right\}O$ das wichtigste Glied derselben ist.

Das Glycerid der Oelsäure oder das Glyceryloleat ist von den meisten bei gewöhnlicher Temperatur flüssigen Fetten der Hauptbestandtheil. Von den Oleaten der Metalle sind die der Alkalien in Wasser löslich; alle übrigen Oleate sind in Wasser unlöslich; das Bleioleat ist in Aether löslich und unterscheidet sich dadurch wesentlich von den Bleisalzen der übrigen fetten Säuren. Um Oleylsäure rein darzustellen, kann man daher irgend ein Fett, am besten ein fettes Oel, z. B. Mandelöl, mit Kali verseifen, und das entstandene

Gemenge von Kaliumsalzen durch Bleiacetat fällen, wodurch man ein Gemenge von Bleioleat, Bleistearat u. s. w. erhält; nachdem diese Salze getrocknet sind, werden sie mit Aether behandelt, wobei das Bleioleat allein sich auflöst; das durch Verdunstung erhaltene Bleioleat wird hierauf durch Salzsäure in Bleichlorid und Oleylsäure zersetzt. Die wichtigsten fetten Oele, von welchen Glyceryloleat hauptsächlicher Bestandtheil ist, sind das Baum- oder Olivenöl, das Mandelöl, das Raps- und Rüböl, der Fischthran, Leberthran u. a.; am meisten Oleyl enthält das Klauenfett, aus Ochsen- und Hammelfüssen erhalten; da es nur sehr wenig Stearyl enthält, so wird es nicht leicht dick, und wird daher zum Schmieren von feineren Maschinen, Uhren u. s. w. benutzt. Die so eben genannten Oele sind *nicht trocknende* Oele; dagegen haben andere Oele die Eigenthümlichkeit, dass sie in dünnen Lagen an der Luft zu einer festen zähen zusammenhängenden Masse *austrocknen* und daher zu Firnissen und Oelfarben verwandt werden; hierzu gehören namentlich Leinöl, Mohnöl, Wallnussöl; das in diesen Oelen enthaltene Säureradikal ist nicht Oleyl, sondern ein anderes, dessen entsprechende Säure man *Olinsäure* genannt hat, von der Zusammensetzung $C_{16}H_{28}O_2$, also vielleicht $\left.\begin{matrix}C_{16}H_{27}O\\H\end{matrix}\right\}O$ und zurückführbar auf die allgemeine Formel $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n-5}O\\H\end{matrix}\right\}O$.

233. 2) *Die Säuren vom zweifachen Typus Wasser* $\left.\begin{matrix}H_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$. Wenn man die nach dem einfachen Typus Wasser zusammengesetzten Alkohole von der allgemeinen Form $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n+1}\\H\end{matrix}\right\}O$ mit Wasser entziehenden Körpern (concentrirte Schwefelsäure oder Zinkchlorid) behandelt, so erhält man durch Entziehung von 2 Atomen Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff Kohlenwasserstoffe von der allgemeinen Form C_nH_{2n}, welche als *Alkoholradikale* auftreten und *zweiwerthig* sind, d. h. 2 Atome Wasserstoff vertreten, weil unter der Annahme, dass C vierwerthig ist, zwei Verwandtschaftseinheiten ungesättigt sind; die zu diesen Radikalen gehörigen *Alkohole* sind von der Constitution $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n}\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$. Die wichtigsten, der allgemeinen Formel C_nH_{2n} entsprechenden *Alkoholradikale* und *zugehörigen Alkohole* sind:

Aethylen C_2H_4	Aethylenalkohol C_2H_4, H_2, O_2
Propylen C_3H_6	Propylenalkohol C_3H_6, H_2, O_2
Butylen C_4H_8	Butylenalkohol C_4H_8, H_2, O_2
Amylen C_5H_{10}	Amylenalkohol C_5H_{10}, H_2, O_2
Hexylen C_6H_{12}	— — — — — —

Die zweiatomigen Alkohole gehen durch Behandlung mit oxydirenden Substanzen in eigenthümliche Säuren über, in die intermediären Säuren und die eigentlichen Säuren, indem zunächst 2 Atome Sauerstoff einwirken und unter Ausscheidung von 1 Molekül Wasser die intermediären Säuren bilden, welche sodann durch fernere Einwirkung von 2 Atomen Sauerstoff unter Ausscheidung eines zweiten Moleküls Wasser in eigentliche Säuren umgewandelt werden. Die wichtigsten Radikale, Alkohole und Säuren sind:

Alkoholradikale. C_nH_{2n}.	Intermediäre Säureradikale. $C_nH_{2n-2}O$.	Eigentliche Säureradikale. $C_nH_{2n-4}O_2$.
Aethylen C_2H_4	Glycolyl C_2H_2O	Oxalyl C_2O_2
Propylen C_3H_6	Lactyl C_3H_4O	Malonyl $C_3H_2O_2$
Butylen C_4H_8	Butylactyl C_4H_6O	Succinyl $C_4H_4O_2$
Amylen C_5H_{10}	Valerolactyl C_5H_8O	Pyrotartryl $C_5H_6O_2$
Hexylen C_6H_{12}	Leucyl $C_6H_{10}O$	Adipyl $C_6H_8O_2$
Heptylen C_7H_{14}	— — — —	Pimelyl $C_7H_{10}O_2$

Alkohole $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n}\\H_2\end{matrix}\right\} O_2 = C_nH_{2n+2}O_2$.	Intermediäre Säuren $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n-2}O\\H_2\end{matrix}\right\} O_2 = C_nH_{2n}O_3$.	Eigentliche Säuren $\left.\begin{matrix}C_nH_{2n-4}O_2\\H_2\end{matrix}\right\} O_2 = C_nH_{2n-2}O_4$.
Aethylenalkohol $C_2H_6O_2$	Glycolsäure $C_2H_4O_3$	Oxalsäure $C_2H_2O_4$
Propylenalkohol $C_3H_8O_2$	Milchsäure $C_3H_6O_3$	Malonsäure $C_3H_4O_4$
Butylenalkohol $C_4H_{10}O_2$	Butylactylsäure $C_4H_8O_3$	Bernsteinsäure $C_4H_6O_4$
Amylenalkohol $C_5H_{12}O_2$	Valerolactylsäure $C_5H_{10}O_3$	Pyrotartrylsäure $C_5H_8O_4$
— — — —	Leucylsäure $C_6H_{12}O_3$	Adipylsäure $C_6H_{10}O_4$
— — — —	— — — —	Pimelylsäure $C_8H_{12}O_4$

Die Reihe der intermediären Säuren bezeichnet man häufig nach dem wichtigsten Gliede derselben als Milchsäurereihe, die eigentlichen Säuren als Oxalsäurereihe. Von den beiden Atomen des typischen Wasserstoffs wird in der Milchsäurereihe nur 1 Atom leicht durch Metalle vertreten, in der Oxalsäurereihe beide.

Die Milchsäure oder Lactylsäure $\left.\begin{matrix}C_3H_4O\\H_2\end{matrix}\right\} O_2$ existirt in zwei isomeren Modifikationen, als gewöhnliche oder Gährungs-

Milchsäure, und als Fleisch-Milchsäure. Die Gährungs-Milchsäure ist eine syrupdicke, farblose, geruchlose, rein saure Flüssigkeit, die bis jetzt noch nicht zum Erstarren gebracht ist; beim Erhitzen bis 160° verwandelt sie sich unter Verlust von Wasser in Milchsäureanhydrid; sie bildet sich namentlich durch Gährung des Milchzuckers oder anderer Zuckerarten durch Einwirkung von Caseïn als Ferment und ist daher in den sauren Molken, sowie im Safte des Sauerkrauts, der sauren Gurken enthalten; auch ist sie ein Bestandtheil des Magensaftes. Die milchsauren Salze, z. B. das Zinklactat, sind deutlich krystallinisch; man erhält es durch Sättigung von Milchsäure mit Zinkoxyd. Die Fleisch-Milchsäure findet sich frei in den Muskeln der Thiere nach ihrem völligen Absterben, sowie in der Galle und vielen Drüsensäften. Sie unterscheidet sich von der Gährungs-Milchsäure durch die verschiedenen Eigenschaften ihrer Salze und durch ihre Oxydationsprodukte bei der Behandlung mit chromsaurem Kali und Schwefelsäure, wobei sie Malonsäure liefert, während die Gährungs-Milchsäure Ameisensäure und Essigsäure liefert.

Aus der Oxalsäurereihe sind die wichtigsten Säuren:

Die Oxalsäure oder Oxalylsäure, oder Kleesäure $\left.\begin{matrix} C_2O_2 \\ H_2 \end{matrix}\right\} O_2$ ist ohne Krystallwasser ein weisses Pulver, mit 2 Molekülen Krystallwasser bildet sie farblose durchsichtige Krystalle, welche stark sauer schmecken, beim Erhitzen ihr Krystallwasser verlieren, und sich ziemlich leicht in kochendem, weniger leicht in kaltem Wasser lösen; beim raschen Erhitzen zersetzt sie sich, bei vorsichtigem Erhitzen sublimirt sie zum Theil unzersetzt. Oxydirende Stoffe, wie Braunstein, Bleisuperoxyd, Chromsäure verwandeln die Oxalsäure in Kohlensäure. Sie ist für den thierischen Organismus ein heftiges Gift. Sie findet sich im Pflanzenreiche ziemlich häufig, jedoch selten frei, meist als Kalium-, Natrium- oder Kalksalz. Früher stellte man sie aus dem Sauerklee, Oxalis acetosella, dar, in neuerer Zeit durch Kochen von Zucker mit Salpetersäure oder durch Eintragen von Sägespähnen in ein schmelzendes Gemisch von Kalium- und Natriumhydroxyd. — Von den Metalloxalaten sind die wichtigsten: das saure Kaliumoxalat $\left.\begin{matrix} C_2O_2 \\ H, K \end{matrix}\right\} O_2$, gewöhnlich Kleesalz genannt, in kaltem Wasser schwer löslich. — Neutrales Ammoniumoxalat $\left.\begin{matrix} C_2O_2 \\ (HN_4)_2 \end{matrix}\right\} O_2$, leicht in Wasser löslich, wird in der analytischen Chemie vielfach zur

Nachweisung von Kalksalzen angewandt. — Calciumoxalat $\left.\begin{matrix}C_2O_2\\Ca\end{matrix}\right\}O_2 + 2H_2O$ findet sich in der Natur sehr häufig, ist in Wasser vollständig unlöslich, dagegen durch stärkere Säuren zersetzbar; die Bildung dieses Salzes durch Einwirkung von löslichen Oxalaten, z. B. Ammoniumoxalat auf Calciumsalze dient zur Nachweisung von Calciumverbindungen.

Die Succinylsäure oder Bernsteinsäure $\left.\begin{matrix}C_4H_4O_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$ bildet farblose Krystalle, welche sich leicht in Wasser lösen, und langsam bis 140° erhitzt unzersetzt sublimiren. Sie ist namentlich im Bernstein, einem fossilen Harz, enthalten, aus welchem sie durch trockene Destillation erhalten werden kann. Leicht erhält man sie auch, indem man apfelsauren Kalk mit faulem Käse bei 30 bis 40° gähren lässt, wodurch man ein Gemenge von Calciumsuccinat und Calciumcarbonat erhält; indem man dieses Gemenge mit Schwefelsäure behandelt, erhält man eine Lösung von Bernsteinsäure, aus welcher sie durch Abdampfen krystallisirt erhalten werden kann.

Die Pyrotartrylsäure oder Brenzweinsäure $\left.\begin{matrix}C_5H_6O_2\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$ bildet farblose Krystalle, welche sich in Wasser, Alkohol und Aether lösen. Man kann sie darstellen, indem man Weinsäure langsam erhitzt und das Destillat mit Wasser behandelt, in welchem die Pyrotartrylsäure sich auflöst.

234. 3) Unter den Säuren vom mehrfachen Typus Wasser sind die wichtigsten:

Die Aepfelsäure oder Malylsäure $\left.\begin{matrix}C_4H_3O_2\\H_3\end{matrix}\right\}O_3$ findet sich theils frei, theils in Verbindung mit Metallen in dem Safte vieler Pflanzen, in unreifen Aepfeln, Johannisbeeren, Stachelbeeren, Vogelbeeren, Kirschen u. a. Sie bildet in freiem Zustande unter gewöhnlichen Umständen farblose Krystalle, welche sehr leicht in Wasser löslich sind. Um sie darzustellen, versetzt man den kochenden Saft von obigen Früchten (am besten von den Vogelbeeren, Sorbus aucuparia, Eberesche) mit Kalkmilch, und zersetzt das ausgeschiedene neutrale Calciummalat mit verdünnter Salpetersäure, worauf sich beim Erkalten grosse Krystalle von saurem Calciummalat ausscheiden; die Lösung dieser Krystalle wird hierauf mit einer Lösung von Bleiacetat zersetzt, wodurch man schwer lösliches Bleimalat erhält; nachdem dieses in Wasser suspendirt worden ist, wird es mit Schwefelwasser-

stoff zersetzt; die vom Bleisulfid abfiltrirte Lösung wird sodann im Wasserbade eingedampft.

Die Weinsäure, Weinsteinsäure oder Tartrylsäure $\left.\begin{matrix}C_4H_2O_2\\H_4\end{matrix}\right\}O_4$, oder, da von den 4 Atomen typischen Wasserstoffs nur 2 durch Metalle leicht vertreten werden können, auch als $\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\H_2\end{matrix}\right\}O_2$ aufzufassen, findet sich in der Natur theils frei, theils als saures Kalium- oder Calciumsalz in den Trauben und den meisten andern sauren Früchten. Sie bildet grosse monokline Krystalle von angenehm saurem Geschmack, welche in Wasser leicht löslich sind. Man stellt sie gewöhnlich aus dem Weinstein, d. h. dem sauren Kaliumtartrat dar, welcher mit Calciumcarbonat gekocht wird, wobei 2 Moleküle desselben sich in 1 Molekül von unlöslichem neutralen Calciumtartrat und 1 Molekül leicht lösliches neutrales Kaliumtartrat zerlegen; letzteres wird sodann mit Calciumchloridlösung in ein zweites Molekül Calciumtartrat und Kaliumchlorid zersetzt; beide hierdurch gewonnene Niederschläge werden hierauf mit verdünnter Schwefelsäure behandelt und die von dem gefällten Gyps abfiltrirte Lösung der Weinsäure zur Krystallisation abgedampft. Die aufeinander folgenden Prozesse sind hierbei:

$$2\left[\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\H,K\end{matrix}\right\}O_2\right]+\left.\begin{matrix}CO\\Ca\end{matrix}\right\}O_2=\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\Ca\end{matrix}\right\}O_2+\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\K_2\end{matrix}\right\}O_2+H_2O+CO_2.$$

$$\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\K_2\end{matrix}\right\}O_2+CaCl_2=\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\Ca\end{matrix}\right\}O_2+2KCl.$$

$$2\left[\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\Ca\end{matrix}\right\}O_2\right]+2\left[\left.\begin{matrix}H_2\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2\right]+2H_2O=2\left[\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\H_2\end{matrix}\right\}O_2\right]+2\left[\left.\begin{matrix}Ca\\SO_2\end{matrix}\right\}O_2+2H_2O\right].$$

Von den Metalltartraten oder weinsauren Salzen sind die wichtigsten: das saure Kaliumtartrat oder der Weinstein, welcher sich bei der Gährung des Weinmostes in dem Maasse absetzt, als der Alkoholgehalt sich mehrt und in ungereinigtem Zustande als roher Weinstein, in gereinigtem als Weinsteinrahm oder Cremor Tartari in den Handel kommt. Da dieses Salz in kaltem Wasser sehr schwierig löslich ist, so bildet es sich leicht, wenn normale Kaliumsalzlösungen mit Weinsäurelösung versetzt werden, und dient daher als Erkennungsmittel für Kaliumsalze. Das normale Kaliumtartrat ist in Wasser leicht löslich. Das Doppelsalz

Kaliumnatriumtartrat oder Seignettesalz $\left.\begin{matrix}C_4H_4O_4\\Na,K\end{matrix}\right\} O_2$ + $4H_2O$ ist leicht löslich in Wasser und bildet sich, wenn das saure Kaliumtartrat mit Natriumcarbonat gesättigt wird, in grossen rhombischen Prismen. Der Brechweinstein oder Kaliumantimontartrat wird erhalten durch Kochen einer Weinsteinlösung mit Antimonoxyd in rhombischen farblosen Krystallen, welche ziemlich leicht löslich sind.

Die Citronensäure oder Citrylsäure $\left.\begin{matrix}C_6H_4O_3\\H_4\end{matrix}\right\} O_4$, oder, da von den 4 Atomen des typischen Wasserstoffs nur 3 durch Metalle vertretbar sind, $\left.\begin{matrix}C_6H_5O_4\\H_3\end{matrix}\right\} O_3$, findet sich namentlich in den Citronen und Preisselbeeren, ausserdem aber auch neben Weinsäure und Apfelsäure in vielen anderen Früchten. Man stellt sie aus dem Citronensafte dar, indem man denselben unter Erwärmen mit Calciumcarbonat neutralisirt und das entstandene Calciumtartrat von dem Gyps abfiltrirt. Die Citronensäure wird im Grossen dargestellt, und theils in der Kattundruckerei, theils zur Bereitung saurer Getränke angewandt. Sie krystallisirt in grossen rhombischen Prismen, welche 1 Molekül Krystallwasser haben und dasselbe an der Luft leicht abgeben.

235. An die Säuren schliessen sich die Gerbstoffe insofern an, als ihre Lösungen sauer reagiren und mit Metallen salzartige Verbindungen eingehen; von mehreren Chemikern werden sie zu den Glucosiden gerechnet, d. h. zu denjenigen Körpern, welche durch Einwirkung von Säuren und anderen Agentien in Traubenzucker und andere Produkte zerfallen. Diese Gerbstoffe oder Gerbsäuren sind Körper, welche in den Pflanzen, namentlich in den Rinden, allgemein verbreitet sind, in Wasser sich lösen, einen zusammenziehenden Geschmack haben und mit thierischer Haut unlösliche der Fäulniss nicht unterworfene Verbindungen bilden; sie geben mit Ferrisalzen schwarzblaue oder grüne, sehr feinvertheilte Niederschläge, welche als Dinte Anwendung finden. Zu den Gerbstoffen gehören die Kino-, Catechu-, Chinagerbsäure und a. m., vor allen aber das Tannin oder die Galläpfelgerbsäure $C_{27}H_{22}O_{17}$; letzteres findet sich namentlich in der Eichenrinde, den Galläpfeln, Knoppern und im Sumach; es giebt mit Ferrisalzen einen schwarzblauen Niederschlag, mit Ferrosalzen dagegen keinen Niederschlag; derselbe erscheint jedoch, sobald die Ferrosalze durch Einwirkung der Luft in

Ferrisalze übergehen. Man kann aus Galläpfeln das Tannin ziemlich rein darstellen durch Ausziehen derselben mit wasserhaltigem Aether, wobei das Wasser die Gerbstoffe, und der Aether andere Stoffe auszieht; beide Flüssigkeiten bilden zwei getrennte Schichten. Das Tannin wird namentlich in der Gerberei und zur Darstellung schwarzer Farben (zum Färben von Zeugen und als Dinte) angewandt. — Bei Luftzutritt nimmt die wässerige Lösung der Gerbsäure Sauerstoff auf und zerfällt in Gallussäure und Zucker. Dieselbe Zersetzung erfolgt auch beim Kochen mit verdünnter Schwefelsäure. Die Gallussäure $C_7H_6O_5$ bildet farblose Krystalle, die in Wasser schwierig, in Alkohol leicht löslich sind.

Die Alkaloïde oder Pflanzenbasen.

236. Unter Alkaloïden versteht man stickstoffhaltige Stoffe, welche wie Ammoniak sich direct mit Säuren verbinden können; sie sind Ammoniak, in welchem ein oder mehrere Atome Wasserstoff durch elektropositive Radikale vertreten sind. Die stärkeren Alkaloïde bläuen rothes Lakmuspapier, haben meist einen bitteren Geschmack, sind in Wasser schwer löslich; alle äussern kräftige Wirkung auf den thierischen Organismus, einige sind heftige Gifte. Sie kommen fertig gebildet im Pflanzenreiche vor, und es ist bis jetzt noch nicht gelungen, irgend eines künstlich darzustellen. Sie bestehen entweder aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Stickstoff, oder enthalten ausser den genannten Stoffen noch Sauerstoff; erstere sind flüchtig, letztere nicht. Die flüchtigen Alkaloïde werden gewöhnlich dargestellt dadurch, dass man die Pflanzentheile, in welchen sie enthalten sind, mit Wasser und Kali oder Natron destillirt, wobei die Alkaloïde durch die Alkalien aus ihren Verbindungen mit Säuren frei gemacht werden und sodann mit den Wasserdämpfen in die Vorlage übergehen. Die nicht flüchtigen Alkaloïde dagegen erhält man aus den Pflanzentheilen durch Ausziehen mit Wasser, welchem eine kleine Menge Salzsäure, Schwefelsäure oder Essigsäure zugesetzt ist; die hierdurch erhaltene Lösung der salzartigen Verbindung wird sodann mit dem Carbonate eines Alkali oder einer alkalischen Erde zersetzt, und der erhaltene Niederschlag mit Alkohol, welcher das Alkaloïd auflöst, ausgekocht.

237. Von den **flüchtigen Alkaloïden** sind die wichtigsten Coniin und Nicotin.

Das Coniin $\left.\begin{matrix}C_8H_{14}\\H\end{matrix}\right\} N$ (wobei das Radikal als zweiwerthig zu betrachten ist) findet sich im Saamen, aber auch in allen anderen Theilen des Schirlings (Conium maculatum). Es ist eine farblose ölige Flüssigkeit von widerlichem und betäubendem Geruch, in Wasser schwer löslich, leicht dagegen in Alkohol und Aether, von höchst giftiger Einwirkung auf den thierischen Organismus.

Das Nicotin $C_{10}H_{14}N_2 = \left.\begin{matrix}C_5H_7\\C_5H_7\end{matrix}\right\} N_2$, worin das Radikal dreiwerthig ist, findet sich in den Blättern und Saamen des Tabaks (Nicotiana Tabacum), welche zwischen 2 und 7 Procent davon enthalten; es ist eine farblose, ölige Flüssigkeit von schwachem Geruch, schwierig in Wasser, doch leicht in Alkohol und Aether löslich.

238. Von den nicht flüchtigen oder sauerstoffhaltigen Alkaloïden sind zunächst die im Opium (dem getrockneten Safte der unreifen Saamenkapseln von Papaver somniferum), in der Rinde der Chinabäume (Cinchona) und den Früchten der Strychnos-Arten enthaltenen Alkaloïde zu nennen.

Das aus dem Oriente zu uns kommende Opium ist daselbst ein wichtiges narkotisches Genussmittel und bei uns ein wichtiges Arzneimittel. Es löst sich theilweise in Wasser, und fast vollständig in Alkohol (Opiumtinktur). Die in dem Opium enthaltenen Alkaloïde sind:

Morphin $C_{17}H_{19}NO_3$	Papaverin $C_{20}H_{21}NO_4$
Codeïn $C_{18}H_{21}NO_3$	Narcotin $C_{22}H_{23}NO_7$
Thebaïn $C_{19}H_{21}NO_3$	Narceïn $C_{23}H_{29}NO_9$

Das wichtigste dieser Opium-Alkaloïde ist das Morphin (oder Morphium) $C_{17}H_{19}NO_3 + H_2O$. Es krystallisirt in kleinen Krystallen des rhombischen Systems, schmeckt schwach bitter und reagirt deutlich alkalisch; in Wasser ist es schwer löslich, in Alkohol leicht, in Aether gar nicht löslich. Mit Säuren bildet es gut krystallisirende Salze, welche sich in Wasser und Alkohol leicht lösen. Die in der Medizin gebräuchlichsten Salze sind das chlorwasserstoffsaure Morphin $C_{17}H_{19}NO_3$, $HCl + 3H_2O$ und das essigsaure Morphin.

In den Rinden der Chinabäume (Cinchona), welche ursprünglich in Südamerika heimisch sind, aber jetzt auch in Ostindien und Java cultivirt werden, kommen zwei Alkaloïde vor, das Chinin und das

Cinchonin; von diesen ist namentlich das erstere ein höchst wichtiges Arzneimittel.

Das Chinin $C_{20}H_{24}N_2O_2$ krystallisirt aus seiner Auflösung in Aether mit 3 Molekülen Krystallwasser in seidenglänzenden Nadeln. In Wasser ist es schwer löslich, leicht löslich dagegen in Alkohol und Aether. Von den Salzen ist das wichtigste das basisch schwefelsaure Chinin $(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2H_2SO_4 + 7H_2O$; es krystallisirt in langen glänzenden farblosen Nadeln, welche an der Luft leicht verwittern und in Wasser schwer löslich sind; dagegen lösen sie sich leicht nach Zusatz einer geringen Menge von Schwefelsäure, wodurch das normale schwefelsaure Chinin $C_{20}H_{24}N_2O_2, H_2SO_4$ gebildet wird; die Lösung dieses Salzes zeigt die Erscheinung der Fluorescenz (mit blauem Schiller) in ausgezeichnetem Grade.

Das Cinchonin $C_{20}H_{24}N_2O$ zeigt in seinem Verhalten viele Aehnlichkeit mit dem Chinin, mit welchem es stets zusammen vorkommt; es unterscheidet sich aber namentlich dadurch von dem letzteren, dass es in Aether fast ganz unlöslich ist und auch in Alkohol sich nur schwierig löst. Setzt man zu der Lösung eines Chininsalzes Chlorwasser und Ammoniak, so färbt sie sich schön grasgrün; während die Cinchoninsalze dieses Verhalten nicht zeigen.

In den Früchten der Strychnos-Arten, namentlich in den Samen von Strychnos Nux vomica (Krähenaugen) und Strychnos Ignatius (Ignatiusbohne) sind die beiden sehr giftigen Alkaloïde Strychnin und Brucin enthalten.

Das Strychnin $C_{21}H_{22}N_2O_2$ krystallisirt in farblosen Säulen, welche in Wasser und wasserfreiem Alkohol fast unlöslich sind; ihre Salze dagegen lösen sich ziemlich leicht.

Das Brucin $C_{23}H_{26}N_2O_4 + 4H_2O$, der stete Begleiter des Strychnins, unterscheidet sich von demselben namentlich dadurch, dass es in Alkohol leicht löslich ist.

Von anderen Alkaloïden sind noch zu erwähnen:

Atropin $C_{17}H_{23}NO_3$ in den Tollkirschen (Atropa Belladonna) und im Stechapfel (Datura Strammonium).

Aconitin $C_{30}H_{47}NO_7$ im Eisenhut (Aconitum Napellus).

Veratrin $C_{32}H_{52}N_2O_8$ in der weissen Niesswurzel (Veratrum album) und im Sabadillsamen (Veratrum Sabadillae).

Piperin $C_{17}H_{19}NO_3$ in den verschiedenen Pfefferarten, namentlich Piper nigrum und longum.

Theobromin $C_7H_8N_4O_2$ in den Cacaobohnen, den Samen von Theobroma Cacao. Die Nahrhaftigkeit der aus gerösteten

Cacaobohnen dargestellten Chokolade beruht namentlich auf ihrem Gehalte von 40 bis 50 % Fett, einer nicht unbeträchtlichen Menge von Legumin und etwas Stärke.

Das Caffeïn oder Theïn $C_8H_{10}N_4O_2 + H_2O$ findet sich in den Blättern und Samen des Kaffeestrauches, welche nicht mehr als 1 % davon enthalten, sowie in den Blättern des Theestrauches mit einem Gehalt von 2 bis 4 %; es bildet farblose, feine, seidenglänzende Nadeln, welche in Wasser, Alkohol und Aether löslich sind. Die Anwendung des Kaffees und Thees als Getränke beruht wesentlich auf dem Gehalt an Caffeïn, welches in kleinen Mengen angenehm aufregend wirkt, in grösseren Mengen Schlaflosigkeit und Zittern erzeugt; zugleich verlangsamt es den Stoffwechsel und vertritt daher indirekt die Stelle eines Nahrungsmittels. Der angenehme Geschmack wird im gerösteten Kaffee durch aromatische brenzliche Stoffe, im Thee durch ein aromatisches Oel erzeugt.

Aromatische Verbindungen, ätherische Oele und Harze.

239. Die gemeinschaftlichen Eigenschaften dieser Verbindungen sind: sie bestehen aus Kohlenstoff, Wasserstoff und zum grössern Theil auch aus Sauerstoff; da letzterer jedoch nur in geringer Menge vorhanden ist, so sind diese Verbindungen brennbar; sie sind nicht in Wasser lölich, werden aber meist in Alkohol oder Aether gelöst; sie entstehen zum Theil auseinander durch Destillation und gehen ebenso durch verschiedene Agentien in einander über.

240. 1. Unter aromatischen Verbindungen begreift man Verbindungen, welche sich durch einen besonders grossen Gehalt an Kohlenstoff auszeichnen, und von welchen die wichtigsten und diejenigen, welche man zuerst kennen lernte, sich durch einen starken, meist angenehmen Geruch bemerkbar machen. Sie entstehen auf sehr verschiedene Weise, grossentheils auch durch trockene Destillation von Steinkohlen, Holz und anderen Stoffen.

Das Benzol oder Benzin C_6H_6 oder Phenylwasserstoff H, C_6H_5, wird vorzugsweise durch Destillation des Steinkohlentheers bei Temperaturen von 80 bis 90° gewonnen; aus dem Destillat scheidet sich das Benzol bei —12° krystallinisch ab. Es ist bei gewöhnlicher Temperatur eine leicht bewegliche, farblose Flüssigkeit von eigenthümlichem Geruch, mischt sich nicht mit Wasser, aber mit Alkohol

und Aether, und ist ein gutes Lösungsmittel für Fette, ätherische Oele, Harze, Kautschuk, Guttapercha, Schwefel u. a. Stoffe.

Das Phenol C_6H_6O oder Phenylalkohol $\left.\begin{matrix}C_6H_5\\H\end{matrix}\right\}O$, auch Carbolsäure genannt, wird ebenfalls aus Steinkohlentheer durch Destillation bei einer Temperatur von 150 bis 200° dargestellt; es bildet frei von Wasser, nachdem es über Chlorcalcium destillirt ist, farblose nadelförmige Krystalle, welche bei 35° schmelzen; geringe Mengen von Wasser bewirken, dass es nicht krystallisirt, sondern als farblose, ölartige Flüssigkeit erscheint; es ist giftig, hat einen nicht angenehmen, kreosotähnlichen Geruch, und löst sich nur wenig in Wasser, aber leicht in Alkohol und Aether. Das Phenol verhindert die Fäulniss organischer Stoffe und dient daher auch als kräftiges Desinfectionsmittel.

Wenn in dem Phenol durch Einwirkung von Salpetersäure 3 Atome Wasserstoff durch das einwerthige Nitryl (Stickstoffsuperoxyd) NO_2 vertreten werden, so entsteht das Trinitrophenol (oder die Pikrinsäure) $\left.\begin{matrix}C_6H_2(NO_2)_3\\H\end{matrix}\right\}O$; es bildet gelbe glänzende Krystalle, welche schwierig in Wasser, aber leicht in Alkohol und Aether löslich sind. Es färbt thierische Stoffe, wie Seide und Wolle, gelb, und findet daher in der Färberei Anwendung.

Wenn Benzol mit rauchender Salpetersäure behandelt wird, so verwandelt es sich, indem 1 Atom Wasserstoff durch Nitryl (NO_2) ersetzt wird, in Nitrobenzol $\left.\begin{matrix}C_6H_5\\NO_2\end{matrix}\right\}$ oder künstliches Bittermandelöl.

Das Kreosot, welches aus dem Buchenholztheer in ähnlicher Weise wie das Phenol aus dem Steinkohlentheer erhalten werden kann, ist eine farblose, ölige Flüssigkeit von unangenehmem Rauchgeruch. Es verhindert wie das Phenol die Fäulniss organischer Körper und findet daher als Conservationsmittel und in der Medicin vielfache Anwendung; im Besondern ist es derjenige Stoff, welcher beim Räuchern des Fleisches durch Holzrauch oder Holzessig wirksam ist.

Naphtalin $C_{10}H_8$ entsteht bei der trockenen Destillation von Holz und Steinkohlen, und findet sich in ziemlich grosser Menge in dem schweren Steinkohlentheer, aus welchen es durch Destillation in Form von farblosen Krystallblättern, die bei 70° schmelzen, gewonnen werden kann; es siedet bei 218°.

Anthracen $C_{14}H_{10}$ wird ebenfalls aus dem Steinkohlentheer in farblosen Krystallschuppen erhalten; es schmilzt bei 213° und siedet über 300°.

An die aromatischen Verbindungen schliessen sich das Paraffin und die Mineralöle an.

Das Paraffin, eine krystallinische Substanz, die in den Destillationsproducten des Holzes, des Torfes, der Braunkohlen, Steinkohlen, sowie im Steinöl enthalten ist, und erst bei sehr hoher Temperatur destillirt, besteht aus einem Gemenge mehrerer Kohlenwasserstoffe, welche nach der Formel C_nH_{2n+2} zusammengesetzt sind. Es wird zur Fabrikation von Kerzen verwandt.

Das Steinöl (Erdöl, Petroleum) ist eine ölähnliche Flüssigkeit, welche in verschiedenen Gegenden aus der Erde hervorquillt und wahrscheinlich durch eine natürliche Destillation der Steinkohlen entstanden ist. Durch Destillation bei verschiedenen Temperaturen scheiden sich ölartige Kohlenwasserstoffe von der Zusammensetzung C_nH_{2n+2} aus; sie werden von Salpetersäure, Schwefelsäure und Natronlauge kaum angegriffen. Durch Destillation bei verschiedenen Temperaturen (fractionirte Destillation) erhält man aus dem Steinöl Substanzen von verschiedenen Graden der Flüchtigkeit. Der Petroleumäther oder Naphta ist eine dünne, wasserhelle, ätherisch riechende Flüssigkeit, welche die flüchtigsten Bestandtheile des Petroleums enthält, d. h. alles, was bei Temperaturen unter 120° übergeht; er entzündet sich sogleich bei Annäherung einer Flamme und beginnt schon bei 45° zu sieden; Verwendung findet er als Auflösungsmittel für Fette, Harze, Kautschuk u. s. w., als Verdünnungsmittel für Farben und als Leuchtmaterial in besonders construirten Lampen. Das raffinirte Petroleum beginnt erst bei 150° zu sieden; es entzündet sich bei Annäherung einer Flamme erst, nachdem es bis auf 40 oder 50° erwärmt ist; es wird vorzugsweise als Leuchtmaterial benutzt. Das Schmieröl oder Paraffinöl ist dickflüssig und enthält die bei höherer Temperatur flüchtigen Bestandtheile des Steinöls. Es findet als Schmiermittel und zur Bereitung von Leuchtgas Anwendung.

241. 2. Die ätherischen oder flüchtigen Oele unterscheiden sich von den fetten Oelen wesentlich durch ihre Flüchtigkeit und dadurch dass sie nicht wie jene Glyceride sind und sich nicht verseifen; doch stimmen sie mit den fetten Oelen darin überein, dass sie brennbar sind und zwar mit leuchtender, russender Flamme verbrennen; auf Papier machen sie wie jene einen durchscheinenden

Fleck, der jedoch durch Verdampfung wieder verschwindet. Die ätherischen Oele sind fast ausschliesslich in Pflanzen enthalten, und zwar in verschiedenen Theilen, in den Stämmen, Blättern, Blüthen, Saamen, seltener in den Wurzeln. Alle sind schon bei gewöhnlicher Temperatur flüchtig, sieden jedoch erst bei Temperaturen über 100°; werden sie jedoch mit Wasser erhitzt, so gehen sie mit den Wasserdämpfen zugleich über. Auf letzterer Eigenschaft beruht ihre gewöhnliche Darstellung, indem man die ölhaltigen Pflanzentheile mit Wasser destillirt; bei ruhigem Stehen des Destillats sondert sich das Oel zum grössten Theil von dem Wasser ab. Einige flüchtige Oele, wie das Citronen- und Pomeranzenöl, kann man auch durch Auspressen der Pflanzentheile, in welchen sie enthalten sind, gewinnen. Sie lösen sich in Alkohol, Aether und fetten Oelen. Durch längeres Stehen an der Luft nehmen sie Sauerstoff auf und verwandeln sich in Harze. Die meisten flüchtigen Oele sind Gemenge verschiedener Stoffe; aus einigen scheiden sich bei niederer Temperatur feste krystallinische Stoffe aus, welche man Stearoptene nennt im Gegensatz zu den flüssigen Bestandtheilen, welche den Namen Eläoptene führen. Nach ihrer chemischen Zusammensetzung kann man sie in sauerstofffreie, sauerstoffhaltige und schwefelhaltige flüchtige Oele eintheilen.

242. A. Die sauerstofffreien flüchtigen Oele oder die Terpene haben die procentische Zusammensetzung C_5H_8, ihre besondere Constitution ist jedoch nicht bekannt; sie haben ein geringeres Volumengewicht und einen niedrigeren Siedepunkt als die sauerstoffhaltigen, flüchtigen Oele. Die wichtigsten sind:

Das Terpentinöl fliesst freiwillig oder in Folge von Einschnitten in die Rinde verschiedener Nadelhölzer gemischt mit einem Harze aus; das Gemisch, eine gelbliche syrupdicke Flüssigkeit, führt den Namen Terpentin. Wird letzterer mit Wasser gekocht, so bleibt ein gelbes oder gelbbraunes Harz, das Kolophonium, zurück, während das Terpentinöl mit den Wasserdämpfen in die Vorlage übergeht. Das Terpentinöl ist eine farblose dünne Flüssigkeit, welche leichter ist als Wasser, bei 157° siedet und in absolutem Alkohol und Aether leicht löslich ist; auch in fetten Oelen ist es löslich; Phosphor, Schwefel, Fett, Harze lösen sich darin mehr oder minder leicht auf; es brennt mit leuchtender, stark russender Flamme; wird es mit 4 Th. absolutem Alkohol gemischt, so brennt das Gemenge, welches unter dem Namen Camphin bekannt ist, mit stark leuchtender, aber nicht russender Flamme. In Berührung mit Sauer-

stoff verwandelt es diesen in die Modifikation Ozon, welcher sodann mit dem Terpentinöl in Verbindung tritt und eine Zersetzung in harzige Substanzen und Säuren veranlasst.

Von gleicher chemischer Zusammensetzung, aber verschieden namentlich in Bezug auf Volumengewicht, Siedepunkt und Geruch sind das Citronenöl, Bergamottöl, Pomeranzenöl, Wachholderöl; auch enthalten die aus Zimmet, Anis, Kümmel, Fenchel, Gewürznelken, Hopfen, Kopaïvabalsam, sowie die durch trockene Destillation des Kautschuks gewonnenen Oele flüchtige Oele von derselben Zusammensetzuug.

243. B. Die sauerstoffhaltigen flüchtigen Oele und die Campher haben ein höheres specifisches Gewicht und einen höheren Siedepunkt als die sauerstofffreien flüchtigen Oele. In ihrem chemischen Charakter zeigen sie grosse Verschiedenheit; einige sind Aldehyde von Säuren, andere haben sauren Charakter; die Constitution der meisten ist nicht bekaunt. Die Campherarten sind bei gewöhnlicher Temperatur fest.

Das Bittermandelöl (Benzoylaldehyd) C_7H_6O kann künstlich erhalten werden durch Oxydation des Benzylalkohols mit Salpetersäure; am besten erhält man es jedoch durch Destillation der vom fetten Oele befreiten bittern Mandeln mit Wasser, wobei es sich durch Zersetzung des Amygdalins bildet. Nachdem es gereinigt ist, bildet es eine nicht giftige, farblose Flüssigkeit, die bei 180° siedet; es riecht angenehm aromatisch, löst sich schwer in Wasser, leicht in Alkohol und Aether. Durch Oxydation geht es in Benzoesäure (Benzoylsäure) über.

Sauerstoffhaltige flüchtige Oele sind ferner enthalten in den Oelen einer grossen Menge Pflanzen, z. B. im Zimmetöl, Pfeffermünzöl, Kamillenöl u. a. m.

Zu den festen sauerstoffhaltigen flüchtigen Oelen gehört der gewöhnliche oder Japancampher $C_{10}H_{16}O$; er wird durch Destillation von Laurus camphora mit Wasser erhalten, und bildet eine farblose krystallinische, durchscheinende, zähe Masse von durchdringendem Geruch; er ist sehr schwer löslich in Wasser, doch leicht löslich in Alkohol und Aether; er schmilzt bei 175° und siedet bei 205°, verdunstet aber auch schon bei gewöhnlicher Temperatur sehr beträchtlich.

Das Kumarin $C_9H_6O_2$, ein farbloses, krystallinisches, festes, flüchtiges Oel, findet sich u. a. im Waldmeister, (Asperula odorata).

244. C. Zu den schwefelhaltigen flüchtigen Oelen gehört das Knoblauchöl und das Senföl.

245. 3. Die Harze sind bei gewöhnlicher Temperatur halbflüssig oder fest, durchscheinend oder durchsichtig, geruchlos oder nach beigemengten flüchtigen Oelen riechend, durch deren Oxydation die meisten entstehen; der grössere Theil derselben ist als Gemenge von mehreren Körpern aufzufassen. Sie schmelzen leicht, lassen sich aber nicht unzersetzt destilliren, wodurch sie sich von den flüchtigen Oelen wesentlich unterscheiden; sie verbrennen leicht mit leuchtender, russender Flamme. Durch Reiben werden sie stark elektrisch. In Wasser sind sie nicht löslich, mehr oder minder leicht löslich aber in Weingeist, Aether, ätherischen Oelen und fetten Oelen. Im Allgemeinen sind die Harze sehr kohlenstoffreich und sauerstoffarm. Die meisen Harze verhalten sich ihrem chemischen Charakter nach wie Säuren, indem sie sich mit Alkalien zu Salzen, den sogenannten Harzseifen, verbinden, welche in Wasser löslich sind. Man unterscheidet die Harze in Weichharze oder Balsame, eigentliche Harze oder Hartharze, und Gummi- oder Schleimharze.

246. A. Die Weichharze oder Balsame sind weich bis dickflüssig und stets Auflösungen von Hartharzen in ätherischen Oelen; die wichtigsten sind:

Der Terpentin fliesst aus der Rinde der Tannen, Fichten, Lerchen und anderer zu der Familie der Coniferen gehöriger Bäume freiwillig, oder in Folge von absichtlich gemachten Einschnitten in Form eines gelben mehr oder weniger dünnflüssigen Harzes aus. Der Terpentin ist als eine Auflösung von Fichtenharz in Terpentinöl anzusehen. Wenn Terpentin mit Wasser gekocht wird, so geht das Terpentinöl mit den Wasserdämpfen über, während eine gelbe, leicht zerreibliche Masse, der sogenannte gekochte Terpentin, zurückbleibt; er ist dieselbe Substanz, welche in verschiedenen Nadelholzwaldungen gesammelt und unter dem Namen Fichtenharz oder weisses Pech in den Handel gebracht wird. Wird das Fichtenharz geschmolzen, oder wird Terpentin ohne Zusatz von Wasser destillirt, so erhält man als Rückstand ein bräunliches sprödes Harz, das Colophonium oder Geigenharz; dieses besteht wesentlich aus dem Anhydrid der dihydrischen Abietinsäure $\left.\begin{matrix} C_4H_{62}O_3 \\ H_2 \end{matrix}\right\} O_2$. Durch Schmelzen der geringeren Sorten von Terpentin erhält man das schwarze Pech oder Schusterpech, dem häufig auch

noch die Rückstände der Theerdestillation beigemengt sind. Das Terpentin, sowie die daraus gewonnenen Hartharze finden namentlich zur Darstellung von Harzseifen, Firnissen, Kitten, Siegellack, zum Verpichen der Fässer Anwendung.

Der Copaivabalsam, welcher aus mehreren Arten der in Brasilien wachsenden Gattung Copaifera gewonnen wird, ist gelblich, dickflüssig und besteht aus einem Gemenge von Copaivaöl und einem krystallisirbaren Harze, der Copaivasäure $C_{20}H_{30}O_2$. Der Copaivabalsam wird in der Medizin angewandt.

Der Perubalsam ist eine dunkelbraune dickflüssige Substanz von angenehmem Geruche; er stammt von einem südamerikanischen Baume, dem Myroxylon peruiferum, und enthält ausser mehreren Harzen auch Zimmetsäure.

247. B. Von den eigentlichen Harzen oder Hartharzen sind wichtig:

Der Gummilack fliesst in Folge eines Insektenstiches aus mehreren Bäumen Ostindiens aus; er führt im Handel den Namen Stocklack, wenn er noch durch Bruchstücke von Zweigen verunreinigt ist; von denselben befreit heisst er Körnerlack und im geschmolzenen und gereinigten Zustande Schellack. Er bildet braune, spröde, durchscheinende Stücke, welche leicht schmelzbar sind und sich in Alkohol leicht lösen. Durch Chlor wird er gebleicht. In Alkohol gelöst bildet er die Tischlerpolitur; ausserdem wird er namentlich zur Darstellung von Siegellack und als Kitt für Glas und Porzellan angewandt.

Der Copal ist ein gelblich bis braunes, hartes und sprödes Harz, welches in Ost- und Westindien aus verschiedenen Arten der Gattung Hymenaea gewonnen wird; es löst sich schwer in Alkohol, doch leichter nach längerem Liegen an der Luft, oder nach dem Schmelzen oder nach Zusatz von etwas Campher; in Aether quillt er auf, und löst sich dann in heissem Alkohol zu Copalfirniss. Er ist ein Gemenge verschiedener Harze; er findet vielfache Anwendung zur Bereitung von Firnissen.

Eine ähnliche Anwendung finden das Dammaraharz von verschiedenen Dammara-Arten, der Sandarac von Thuja articulata, Mastix von Pistacia Lentiscus, Elemiharz von Amyris elemifera.

Weihrauch oder Olibanum bildet gelblich-weisse tropfenförmige Körner, die beim Erhitzen einen angenehmen Geruch verbreiten, weshalb er als Räucherungsmittel angewandt wird.

Das Benzoëharz ist eine spröde gelblichbraune mit weissen Körnern gemengte Masse, welche aus mehreren Harzen, einem ätherischen Oele und Benzoësäure besteht; letztere beiden Körper verflüchtigen sich beim Schmelzen des Harzes. Wegen seines angenehmen Geruches wird es als Räuchermittel angewandt.

Die Benzoësäure $C_7H_6O_2$ bildet farblose Krystalle, welche in kaltem Wasser schwer, in heissem leicht löslich sind. Man kann sie aus dem Benzoëharze durch Sublimation, oder durch Kochen mit Kalkmilch, wobei sich benzoësaurer Kalk bildet, und Zersetzung desselben durch Salzsäure darstellen. Sie krystallisirt leicht aus der heissen wässerigen Lösung beim Abkühlen.

Der Bernstein ist ein Harz, welches von vorweltlichen, der Braunkohlenformation angehörigen Bäumen stammt, und jetzt namentlich an der Ostseeküste im angeschwemmten Lande aufgefunden oder von der See ans Land geworfen wird. Er ist hart, spröde, farblos bis gelblichbraun, durchscheinend bis vollkommen durchsichtig. In Alkohol ist er wenig löslich, leicht löslich dagegen in Steinöl, Terpentinöl und Benzin. Bei der trockenen Destillation erhält man Bernsteinsäure und Bernsteinöl, als Destillat, während ein braunes Harz, das Bernsteincolophonium zurückbleibt. Der Bernstein wird zu Luxusgegenständen verarbeitet, die unreinern Stücke und die kleinern Körner werden zu Firnissen und als Räucherungsmittel verwandt.

Der Asphalt besteht aus verschiedenen Harzen, welche wahrscheinlich durch Oxydation von Steinöl entstanden sind, mit welchem er bisweilen gemischt ist und dann den Namen Bergtheer führt. Er bildet schwarze, pechglänzende Massen, welche bei 100° schmelzen und sich leicht in Terpentinöl und Steinöl lösen. Er findet sich namentlich in der Nähe von Steinkohlenlagern, auch wohl zuweilen auf Seen z. B. dem Todten Meere schwimmend. Eine ähnliche Substanz ist der Rückstand der Destillation des Steinkohlentheers, der sogenannte künstliche Asphalt. Er dient zur Darstellung von Kitten und Firnissen, namentlich aber mit Sand und Kalk gemengt zu Pflaster- und Trottoirsteinen.

248. C. Die Gummi- oder Schleimharze sind Gemenge von Harzen und ätherischen Oelen mit Gummi oder Pflanzenschleim. Die wichtigsten sind:

Gummi-Gutti, der eingetrocknete Saft mehrerer ostindischer Bäume, besteht aus einem in Alkohol löslichen Harze und aus Gummi, welches in Wasser löslich ist; es färbt daher mit Wasser gelb ab; im Alkohol löst sich das Harz mit rothgelber Farbe auf, während

das Gummi ungelöst zurück bleibt. Es findet als Malerfarbe Anwendung.

Myrrhe fliesst in Folge von Einschnitten aus Balsamodendron Myrrha in Arabien und Abyssinien, von gelb- bis rothbrauner Farbe, ist spröde, schmeckt bitter und riecht balsamisch; es findet als Räucherungsmittel und als Arzneimittel Anwendung.

Asa foetida von röthlicher Farbe und höchst unangenehmem Geruch, der wahrscheinlich von einem Gehalte von schwefelhaltigem Oele herrührt, stammt vom Stinkasant (Ferula Asa foetida), und findet in der Medizin Anwendung.

249. Den ätherischen Oelen und Harzen ähnlich sind die Kautschukkörper.

Kautschuk oder Gummi elasticum kommt aus Südamerika und Ostindien in der Form von Flaschen in den Handel, welche dadurch gebildet sind, dass man thönerne flaschenförmige Formen mit dem Milchsaft von Siphonia elastica, Ficus elastica u. a. überzieht und über Feuer trocknet. Er ist geruchlos und geschmacklos, höchst elastisch, in der Kälte hart, in der Wärme weich und klebrig, so dass frische Schnittflächen aneinander haften. Wird er über 120° erhitzt, so schmilzt er und bleibt dann weich und schmierig; bei 200° zersetzt er sich, indem dabei mehrere flüssige Kohlenwasserstoffe (Kautschuköl) übergehen. In Wasser ist er vollkommen unlöslich; in Aether, Steinöl, Terpentinöl quillt er auf und löst sich zum Theil; sehr gut löst er sich in Schwefelkohlenstoff, Kautschuköl, Steinkohlentheeröl, Benzol und Chloroform. Von Chlor, verdünnten Säuren und Alkalien wird er nicht angegriffen, dagegen von concentrirter Schwefelsäure und Salpetersäure rasch zerstört. Im Allgemeinen kann man die Zusammensetzung von Kautschuk durch die Formel C_4H_7 ausdrücken. Wenn Kautschuk bei einer Temperatur von 160° mit Schwefel durchknetet oder mit einer Lösung von Schwefel in Schwefelkohlenstoff oder Chlorschwefel behandelt wird, so nimmt er etwa 10 % Schwefel auf, und ist nun in Chloroform und Terpentinöl unlöslich und behält bei jeder Temperatur seine Elasticität bei. Dieser abgeänderte Kautschuk findet unter dem Namen vulkanisirter Kautschuk vielfache Anwendung zu Gasleitungsröhren, wasserdichten Gefässen u. s. w. Durch Einkneten von 30 bis 60 % Schwefel, Kreide, Schwerspath und andern Stoffen erhält man den hornisirten Kautschuk oder Ebonit, welcher eine dem Fischbein fast gleichkommende

Härte und Elasticität besitzt. Man benutzt ihn vielfach zur Anfertigung von Kämmen, Federhaltern, Stockgriffen u. s. w.

Gutta Percha wird in Ostindien aus dem Milchsafte von Isonandra Percha gewonnen; sie hat im Allgemeinen ähnliche Eigenschaften wie der Kautschuk, ist hingegen weniger elastisch und lässt sich bei 60 bis 100° durch Kneten leicht formen; sie findet vielfache Anwendung zu Abdrücken und zur Anfertigung von wasserdichten Gefässen.

Die Chromogene und Farbstoffe.

250. Unter Chromogenen versteht man Stoffe, welche sich durch Einwirkung chemischer Agentien in farbige Stoffe verwandeln, während die eigentlichen Farbstoffe oder Pigmente schon an und für sich eine ihnen eigenthümliche Farbe zeigen. Sie zeigen im Allgemeinen wenig übereinstimmende Eigenschaften; ihre Constitution ist theils erforscht und bekannt, theils nicht. Durch Chlor, bei Gegenwart von Wasser, werden alle organische Farbstoffe zersetzt, und als solche zerstört; ähnlich verhält sich Ozon und der Sauerstoff der Luft unter gleichzeitiger Einwirkung des Sonnenlichts. Durch Schwefligsäureanhydrid werden einige Farbstoffe gebleicht, indem eine farblose chemische Verbindung erzeugt wird; andere werden durch denselben Körper durch Entziehung von Sauerstoff bleibend umgeändert. Die Chromogene und Farbstoffe finden namentlich Anwendung zur Färbung pflanzlicher und thierischer Fasern (namentlich Baumwolle, Leinen, Wolle, Seide), wobei es darauf ankommt eine dauernde Verbindung der Farbstoffe mit der Faser herzustellen.

Während die Färbung mit unorganischen Farbstoffen bezweckt innerhalb der Faser gefärbte Niederschläge zu erzeugen — indem man die Faser zuerst mit einem löslichen Stoffe behandelt (z. B. Bleinitrat) und diesen innerhalb der Faser mit einem anderen Stoffe (z. B. Kaliumchromat) behandelt, durch dessen Einwirkung innerhalb der Faser eine unlöslicher gefärbte Verbindung (z. B. Bleichromat) entsteht —, haben die meisten organischen Farbstoffe die Eigenschaft, dass sie von der organischen Faser aus ihren Lösungen angezogen werden; dagegen lassen sich die meisten von ihnen schon durch Behandlung mit Wasser von der Faser trennen und haften nur dann fest, wenn sie in dem Momente, wo sie aus dem löslichen Zustande in den unlöslichen übergehen, mit der

Faser in Berührung kommen. Dies kann nach der Beschaffenheit des Farbstoffes auf verschiedene Weise veranlasst werden: durch Entfernung des Lösungsmittels, oder durch chemische Veränderung des Chromogenes, wodurch es sich in einen eigentlichen Farbstoff verwandelt, oder durch sogenannte Beizen oder Mordants, d. h. Körper, welche sich sowohl mit der Faser als auch mit dem Farbstoffe verbinden und dadurch die Befestigung des Farbstoffs an die Faser vermitteln. Die erstere Methode (die Entfernung des Lösungsmittels) findet z. B. Anwendung auf das Carthamin, welches in Alkalien leicht löslich ist und aus diesen Lösungen durch Behandlung mit Säuren in unlöslichem Zustande ausgeschieden werden kann. Die zweite Methode wird angewandt z. B. bei der Färbung mit Indigo in der Indigküpe, indem das lösliche Indigweiss, mit welchem die Faser getränkt wird, durch Oxydation an der Luft in unlösliches Indigblau verwandelt wird. Als Beizen dienen bei der dritten Methode namentlich Aluminium-, Zinn- und Eisenverbindungen, Gerbstoffe und eiweissähnlicher Körper.

251. Das Anilin ist ein Chromogen, dessen Constitution ziemlich genau erforscht ist; es ist nach dem Typus Ammoniak zusammengesetzt, und zwar in der Weise, dass 1 Atom Wasserstoff durch das auch im Benzol enthaltene Radikal Phenyl vertreten wird: $\left.\begin{matrix} C_6H_5 \\ H \\ H \end{matrix}\right\} N$, während das Benzol als Phenylwasserstoff H,C_6H_5 aufzufassen ist.

Das Anilin ist eine farblose dünne Flüssigkeit von schwachem, eigenthümlichem Geruche, vom Volumengewicht 1,03, welche bei 185^0 siedet; an der Luft färbt es sich braun und verharzt. Gewöhnlich stellt man es aus Nitrobenzol $\left.\begin{matrix} C_6H_5 \\ NO_2 \end{matrix}\right\}$ dar, d. h. aus Phenylwasserstoff (Benzol), in welchem der typische Wasserstoff durch das Radikal Nitryl (Stickstoffsuperoxyd) ersetzt ist: man erwärmt Nitrobenzol mit Eisenfeilspähnen und Essigsäure, wobei sich ein Theil des ausscheidenden Wasserstoffs im Entstehungsmomente mit Sauerstoff verbindet, und ein anderer Theil in die Verbindung eingeht; durch Destillation der entstandenen braunen Masse mit Kalk erhält man das Anilin frei. Da es wie Ammoniak basische Eigenschaften hat, so rechnet man es zu den Amidbasen und bezeichnet es häufig als Phenylamin. Durch verschiedenartige Einwirkungen zersetzt sich das Anilin in die verschiedenartigsten Farbstoffe und neue Chromo-

gene; hierhin gehört das Chromogen Rosanilin, ein farbloser krystallinischer Stoff; indem sich dieser mit Säuren verbindet, so entsteht das Anilinroth, dessen Verbindungen mit Säuren die Namen Fuchsin, Roseïn, Azaleïn, Solferino, Magenta u. s. w. führen; andere Anilinfarben sind das Anilinviolett, das Anilinblau, Anilingrün; ferner die gelbfärbende Pikrinsäure, das Phenylbraun und das Corallin u. a., welche ebenfalls als Farbstoffe benutzt werden.

Aehnlich wie die Benzolverbindungen verhalten sich die Naphtalinverbindungen. Wenn Naphtalin oder Naphtylwasserstoff $\left.\begin{matrix}C_{10}H_7\\H\end{matrix}\right\}$ mit Salpetersäure behandelt wird, so verwandelt es sich in Nitronaphtalin $\left.\begin{matrix}C_{10}H_7\\NO_2\end{matrix}\right\}$, welches durch reducirende Substanzen in die dem Anilin analoge Amidbase Naphtylamin $\left.\begin{matrix}C_{10}H_7\\H\\H\end{matrix}\right\}N$ verwandelt wird; es krystallisirt in farblosen Nadeln, welche durch verschiedene Agentien in eigentliche Farbstoffe, Naphtalinroth u. s. w. umgewandelt werden.

252. Aus dem Anthracen $\left.\begin{matrix}C_{14}H_9\\H\end{matrix}\right\}$ (§ 240) erhält man durch Vermittelung verschiedener chemischer Prozesse das Alizarin $C_{14}H_8O_4$. Gewöhnlich stellt man es aus Krapp, der Wurzel von Rubia tinctorum dar. In dieser Wurzel findet sich ein Chromogen, die Rubierythrinsäure, welche sich durch Einfluss eines in der Krappwurzel enthaltenen Ferments oder durch Kochen mit verdünnten Säuren in Zucker und Alizarin spaltet. Das Alizarin bildet rothgelbe Nadeln, welche sich sehr schwierig in kaltem Wasser, hingegen leicht in heissem Wasser, in Aether und in Alkohol lösen. In Alkalien löst es sich mit Purpurfarbe; wird diese Lösung mit Alaunlösung versetzt, so bildet sich ein rother Niederschlag, der Krapplack. Zeuge, welche mit Alaun gebeizt sind, werden daher durch Alizarin tief roth gefärbt; Beizen, welche aus Oel und Alaun bestehen, bringen türkisch rothe, Eisenoxydsalze violette Färbung hervor. Neben Alizarin enthält die Krappwurzel noch einen anderen Farbstoff, das Purpurin.

253. In verschiedenen Pflanzen, namentlich in Indigofera, sowie im Waid (Isatis tinctoria) u. a. ist ein Chromogen enthalten, welches durch Gährung und Oxydation in einen schon im Alterthum bekannten Farbstoff, den Indigo, übergeht. Der fär-

bende Bestandtheil des Indigos ist das Indigoblau oder Indigotin $C_{16}H_{10}N_2O_2$. Man erhält das Indigblau rein durch Sublimiren des käuflichen Indigos oder durch Oxydation des Indigweisses; im erstern Falle bildet es kleine kupferartig glänzende Krystallblättchen, im letztern Falle ein dunkelblaues amorphes Pulver; es ist unlöslich im Wasser, Alkohol und Aether. Wenn Indigo der Einwirkung von desoxydirenden Substanzen bei Gegenwart von Alkalien oder alkalischen Erden ausgesetzt wird (z. B. 2 Th. Eisenvitriol, 3 Th. Aetzkalk, 1 Th. Indigo und 500 Th. Wasser; oder Traubenzucker, Aetzkalk und Natronlauge), so bildet sich eine klare fast farblose Flüssigkeit, in welcher das Chromogen Indigweiss $C_{16}H_{12}N_2O_2$ aufgelöst ist. Durch Zusatz von Salzsäure bei abgehaltener Luft erhält man das Indigweiss als flockigen Niederschlag. Es ist in Wasser unlöslich, dagegen löslich in Alkohol, Aether und Alkalien. Wird die Lösung von Indigweiss der Luft ausgesetzt, so geht es durch Oxydation wieder in unlösliches Indigblau über, und haftet, wenn die Verwandlung in Berührung mit Faser stattfand, fest an derselben an ohne Anwendung eines Beizmittels. Hierauf stützt sich die Färberei in der Indigküpe. Indigo löst sich in concentrirter, namentlich rauchender Schwefelsäure mit schön blauer Farbe auf und bildet damit Indigblauschwefelsäure, welche nach dem Verdünnen mit Wasser in demselben mit blauer Farbe gelöst ist. Neutralisirt man diese Flüssigkeit mit Kaliumcarbonat, so schlägt sich indigblauschwefelsaures Kali (Indigcarmin) nieder, welches sich nach der Trennung von dem nebenbei gebildeten Kaliumsulfat in reinem Wasser mit blauer Farbe löst. Man verwendet die Indigblauschwefelsäure, so wie ihr Kaliumsalz zum Blaufärben von Wolle und Seide, und bezeichnet die hierdurch erzeugte Farbe mit dem Namen Sächsisch-Blau.

254. Von anderen Farbstoffen sind noch zu erwähnen, 1) Rothe oder violette Farbstoffe: Orseille, Cudbear, Persio, welche aus mehreren Flechtenarten, namentlich der Roccellaria tinctoria gewonnen wird; Rothholz oder Fernambukholz, das Holz von Caesalpinia Brasiliensis mit dem Farbstoffe Brasilin; das Sandelholz, von Pterocarpus santalinus, welches das Santalin enthält; Safflor, die Blüthen von Carthamus tinctoria mit dem Farbstoff Carthamin; die Alkanna, die Wurzelrinde von Anchusa tinctoria, mit dem Farbstoff Anchusin; die Cochenille, die getrockneten Weibchen einer auf verschiedenen Cactusarten lebenden Schildlaus Coccus cacti,

welche zum Färben von Seide und Wolle und zur Darstellung des Carmins und Carminlacks, sowie zur Bereitung von rother Dinte dient; einen ähnlichen rothen Farbstoff enthält der Kermes, die getrockneten Weibchen von der Kermesschildlaus, Coccus ilicis.

2) Blaue Farbstoffe: Blauholz oder Campecheholz von Haematoxylon campechianum, welches das Chromogen Hämatoxylin enthält; Lakmus, ein Farbstoff, welcher aus gewissen Flechten, besonders der Lecanora tartarica gewonnen wird; der Farbstoff ist eigentlich roth, wird aber durch Verbindung mit Basen blau, in der Färberei findet er keine Anwendung.

3) Gelbe Farbstoffe: Gelbholz von Morus tinctoria; Quercitron, die Rinde von Quercus tinctoria; Wau, das getrocknete Kraut von Reseda lutea; Gelbbeeren, die unreifen Früchte verschiedener Rhamnusarten; Curcuma, die Wurzel von Curcuma longa; Orlean das Fruchtfleisch von Bixa Orellana; Purrée, ein aus China bei uns eingeführter Farbstoff zweifelhaften Ursprungs; Saffran, die getrockneten Pistille von Crocus sativa.

4) Grüne Farbstoffe: Saftgrün, aus den unreifen Beeren des Kreuzdornes (Rhamnus catharticus); Blattgrün oder Chlorophyll, der färbende Bestandtheil der grünen Pflanzentheile, in Wässer unlöslich, doch leicht löslich in Alkohol, Aether, Säuren und Alkalien.

Die Eiweisskörper.

255. Da der menschliche und thierische Körper zum grössern Theil aus den Eiweisskörpern besteht und zu seiner Erhaltung und Vergrösserung derselben nicht entbehren kann, so sind sie für uns von der grössten Wichtigkeit; dessen ungeachtet ist ihre Constitution so wenig erkannt, dass man kaum eine empirische, noch viel weniger eine rationelle Formel für sie aufstellen kann. Man versteht unter Eiweisskörpern indifferente aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und Schwefel, vielleicht auch zum Theil aus Phosphor bestehende Körper, welche von dem Pflanzenkörper gebildet werden und von da unverändert oder mit geringer Aenderung in den thierischen Körper übergehen. Sie finden sich im Pflanzen- und Thierkörper theils gelöst, theils im starren Zustande und zwar im letzteren Falle entweder amorph oder mit organisirter Structur.

Als die Repräsentanten der Eiweisskörper können die drei am häufigsten vorkommenden, Eiweiss oder Albumin, Käsestoff oder Caseïn, und Faserstoff oder Fibrin, angesehen werden. Ihre chemische Zusammensetzung in 100 Th. ist:

	Eiweiss	Käsestoff	Faserstoff
Kohlenstoff	53,5	53,6	52,7
Wasserstoff	7,0	7,1	7,0
Sauerstoff	22,4	22,6	23,5
Stickstoff	15,5	15,7	15,6
Schwefel	1,6	1,0	1,2

Die in Wasser aufgelösten Eiweisskörper werden durch Alkohol, anorganische Säuren, viele Metallsalze und Gerbsäure gefällt, die nicht in Wasser lösbaren Modifikationen lösen sich in Aetzalkalien auf und werden aus diesen Lösungen durch Säuren gefällt; auch die meisten Pflanzensäuren, besonders die concentrirte Essigsäure, und ausserdem die Phosphorsäure lösen sie auf. Beim Erwärmen mit concentrirter Salpetersäure werden sie gelb, mit concentrirter Salzsäure violett gefärbt; beim Erhitzen zersetzen sie sich; im feuchten Zustande unter Einwirkung von mittleren Temperaturen und bei Gegenwart von atmosphärischer Luft gehen sie unter Entwickelung mannigfacher unangenehm riechender Gase in Fäulniss über.

256. Das Eiweiss oder Albumin wird von den Pflanzen durch Zusammenwirken von Wasser, Kohlensäure und Ammoniak und kleinen Mengen von Sulfaten gebildet und findet sich in den meisten Pflanzensäften aufgelöst; werden diese bis auf 70° erhitzt, so werden sie trübe und es scheidet sich das Eiweiss in coagulirtem oder geronnenem Zustande aus, ohne dass seine Zusammensetzung geändert ist. — Von denselben Eigenschaften ist das im Thierkörper, im Besondern in den Vogeleiern und im Blute enthaltene Eiweiss. Aus den Eiern erhält man es rein, wenn man das Weisse von ungekochten Hühnereiern mit Wasser verdünnt filtrirt, die Flüssigkeit bei einer 50° nicht übersteigenden Temperatur eindampft und den Rückstand zur Entfernung von Fett mit Alkohol und Aether behandelt. Das reine Eiweiss bildet in diesem Zustande eine amorphe, gelbliche Masse, welche in Wasser löslich ist. Im unlöslichen Zustande erhält man das Eiweiss durch Kochen des Eiweisses der Hühnereier und Auswaschen mit Alkohol und Aether. Die Gerinnung des löslichen Eiweisses wird durch Gegenwart von Alkalien verhindert, durch Alkohol, Gerbsäure, und die meisten anorganischen Säuren (nicht

aber durch Essigsäure) wird es aus den Lösungen gefällt. Auch aus dem Blutserum oder Blutwasser, derjenigen Flüssigkeit, welche sich neben dem Blutkuchen aus Blut ausscheidet, kann das Eiweiss rein dargestellt werden. Das Weisse der Hühnereier enthält ungefähr 12 % reines Albumin, das Blutserum ungefähr 8 %. Das Eiweiss findet namentlich Anwendung als Nahrungsmittel, als Klebmittel und zum Klären von Flüssigkeiten, indem es in der Siedehitze gerinnt und dabei die in der Flüssigkeit suspendirten Unreinigkeiten einschliesst. Auch das Eigelb enthält Eiweiss, ungefähr 16 %, neben etwa 21 % Eieröl, welches aus Palmitin und Oleïn besteht. In der Krystalllinse des Auges findet sich eine Abart des Albumins, das Globulin, welches erst bei 93° coagulirt.

257. Der Käsestoff oder das Caseïn wird wie das Eiweiss oder Albumin von den Pflanzen aus anorganischen Stoffen gebildet und geht als solches, oder in wenig abgeänderter Weise in den Thierkörper über. — Das Pflanzencaseïn (oder Legumin) findet sich namentlich in den Samen der Hülsenfrüchte und in ölhaltigen Samen z. B. in den Mandeln. Man stellt es dar, indem man Bohnen, Erbsen oder Linsen in warmem Wasser aufquellen lässt, hierauf zu einem Brei zerreibt, mit Wasser verdünnt, das Stärkemehl und die Cellulose von der Flüssigkeit trennt, und aus letzterer durch eine kleine Menge Essigsäure das Caseïn fällt. Im Thierkörper findet sich das Caseïn ganz besonders in der Milch, in welcher neben kleinen Mengen anorganischer Stoffe namentlich Milchzucker und Caseïn in Wasser aufgelöst und Fettkügelchen, welche in der Flüssigkeit suspendirt sind, enthalten sind. Das Caseïn existirt wie das Albumin in einer in Wasser löslichen und in einer unlöslichen Modifikation. Die lösliche Modifikation des Caseïns kann dargestellt werden, indem man abgerahmte Milch bei mittlerer Temperatur (unter 50°) abdampft, den Rückstand zur Entziehung des Fetts mit Aether behandelt, hierauf wiederum in Wasser löst und sodann aus der Lösung das Caseïn durch Alkohol fällt. Die gelblich-weisse amorphe Masse löst sich in Wasser zu einer gelben schleimigen Flüssigkeit auf, welche rasch in Fäulniss übergeht. Die Lösung gerinnt beim Kochen nicht, doch überzieht sie sich beim Kochen in offenen Gefässen mit einer Haut, welche aus unlöslich gewordenem Caseïn besteht. Im Allgemeinen ist das lösliche Caseïn dem löslichen Albumin sehr ähnlich, unterscheidet sich aber von demselben dadurch, dass es auch durch Essigsäure, sowie durch die Schleimhaut des Kälbermagens (Labmagen) gefällt wird. Das unlösliche Caseïn erhält man

aus der Milch, indem man sie von selbst, durch Bildung von Milchsäure aus Milchzucker, sauer werden lässt, oder sie durch Essigsäure schwach ansäuert, oder Lab hinzusetzt; nachdem der Niederschlag mit Wasser ausgewaschen, ausgepresst und mit Aether behandelt ist, stellt das so erhaltene unlösliche Caseïn im frischen feuchten Zustande eine weisse flockige Masse, getrocknet aber eine harte, hornartige Masse dar. Sie löst sich leicht in kohlensauren und ätzenden Alkalien und in Natriumphosphat; aus den Lösungen scheiden Säuren das Caseïn wiederum als Niederschlag aus. Das Caseïn ist derjenige Bestandtheil der Milch, welchem sie vor allen anderen ihre Bedeutung als Nahrungsmittel verdankt.

258. Der Faserstoff oder das Fibrin findet sich in den Pflanzen, besonders im Kleber der Getreidearten als in Wasser unlösliche Modifikation, im Blute der lebenden Thiere gelöst, und in den Muskeln der Thiere als unlösliche Modifikation. Um das Fibrin aus den Getreidesamen darzustellen, bildet man aus Weizenmehl und Wasser einen steifen Teig und entfernt durch Behandlung mit Wasser in einem feinen Siebe oder in Leinwand das Stärkemehl, wobei der Kleber als eine zähe Masse zurückbleibt. Durch Behandlung mit Alkohol wird der Kleber in Pflanzenleim, welcher in Alkohol löslich ist, und in unlösliches Pflanzenfibrin zerlegt. Das so gewonnene Fibrin stellt eine grauweisse, elastisch-zähe, in Wasser, Alkohol und Aether unlösliche Masse dar, die in verdünnten Alkalien leicht löslich ist, und aus der Lösung durch Neutralisiren mit Essigsäure wiederum gefällt wird; auch in sehr verdünnten Säuren ist der Kleber löslich. Beim Keimen der Samen geht das Fibrin in einen löslichen noch nicht genau bekannten eiweissähnlichen Stoff, Diastase, über, welcher die Fähigkeit besitzt, grosse Mengen von Stärke in Dextrin und Traubenzucker zu verwandeln. — Das Fibrin, wie es im Blute der lebenden Thiere als lösliche Modifikation enthalten ist, ist kaum bekannt, da es, sobald das Blut die lebenden thierischen Körper verlässt, oder sobald das Thier stirbt, sich sogleich in die unlösliche Modifikation verwandelt. Man erhält das in Wasser unlösliche Blutfibrin, wenn man frisches Blut, während es aus dem Körper ausströmt, schlägt oder quirlt, in Folge dessen es sich als eine fadenartige Masse an den Quirl anhängt. Nachdem es mit Wasser ausgewaschen ist, stellt es im frischen Zustande eine gelblich-weisse, elastische, faserige, in Wasser, Alkohol und Aether unlösliche Masse dar; getrocknet ist es hornartig und quillt in Wasser auf. Das feuchte Blutfibrin löst sich in Essigsäure und Alkalien und

auch in Salpeterlösung sehr leicht auf. — Das **Muskelfibrin** oder **Santonin** ist der Hauptbestandtheil des Muskelfleisches, aus welchem es durch salzsäurehaltiges Wasser ($^1/_{10}$ % Salzsäure) ausgezogen wird. Wird die Lösung durch ein Alkali neutralisirt, so erstarrt sie zu einer Gallerte, aus welcher sich das Muskelfibrin allmählich in Flocken ausscheidet. Durch seine Löslichkeit in salzsäurehaltigem Wasser und seine Unlöslichkeit in Salpeterlösung unterscheidet sich das Muskelfibrin wesentlich vom Blutfibrin.

259. Auf die *eigentlichen* Eiweisskörper folgen noch einige andere, welche, obgleich von mehr oder weniger verschiedener Zusammensetzung, doch theils in Bezug auf ihr Vorkommen, theils in Betreff ihres Entstehens, den eigentlichen Eiweisskörpern nahe stehen.

Das **Blut** der Thiere enthält eine grosse Zahl kleiner, rundlicher, rother Körperchen, die **Blutkörperchen**, welche fast ausschliesslich aus einem besondern Stoffe, dem **Hämoglobin**, bestehen; dieser Stoff hat die Eigenthümlichkeit, dass er sich leicht mit Gasen, Sauerstoff und Kohlenoxydgas, zu eigenthümlichen krystallisirbaren losen Verbindungen vereinigt, welche diese Gase ebensoleicht wieder abgeben; diese Vorgänge sind für die Athmung von Bedeutung; das hochrothe Blut der Arterien enthält Hämoglobin, das mit Sauerstoff verbunden ist, während das dunkele Blut der Venen diejenige Abänderung enthält, welche den Sauerstoff ganz oder zum grossen Theil verloren hat. Durch Behandlung mit verschiedenen Agentien lässt sich aus dem Hämoglobin ein purpurrother Körper darstellen, welcher bei Gegenwart von Luft in einen braunen eisenhaltigen Farbstoff, das **Hämatin** $C_{34}H_{34}NFeO_5$ übergeht.

260. Die **leimgebenden Stoffe** sind in Wasser nicht löslich, verwandeln sich aber bei längerem Kochen, namentlich in Temperaturen über 100°, ohne die Zusammensetzung zu ändern, in **Leim**, d. h. einen Körper, der in heissem Wasser löslich ist und beim Abkühlen zu einer gallertartigen, bei geringerem Wassergehalt zu einer glasähnlichen, spröden, amorphen Masse erstarrt. Man unterscheidet zwei Arten von Leim, den **Knochenleim** und den **Knorpelleim**, die sich in ihrem gesammten Verhalten sehr ähnlich sind, und sich nur dadurch von einander unterscheiden, dass der letztere aus seinen Auflösungen durch Alaun, Eisenoxyd- und Bleisalze gefällt wird, während dies in Bezug auf den Knochenleim nicht der Fall ist.

Der **Knochenleim** entsteht durch Kochen namentlich der in den Knochen enthaltenen Knorpel, der Lederhaut, Sehnen, Bänder,

der Wände der Adern, der inneren Schleimhäute und der Zellen des Fettgewebes. Die Knorpel der Knochen können durch Kochen bei höherer Temperatur in Leim verwandelt werden; noch besser gelingt dies, wenn man die ungefähr 67 Procent der Knochen betragenden anorganischen Substanzen (Calciumphosphat 57, Calciumcarbonat 8, Calciumfluorid 1, Magnesiumphosphat 1 Proc.) durch Salzsäure auflöst und die zurückbleibenden Knorpel mit Wasser kocht. Die Hausenblase, d. h. die innere Haut der Schwimmblase des Hausens und Störs geht schon bei gelindem Erwärmen in einen farblosen Leim über. Durch zu lange fortgesetztes Kochen verliert der Leim die Eigenschaft zu gelatiniren. — Die Leimlösung, sowie die leimgebenden Stoffe zeichnen sich durch die Eigenschaft aus mit Gerbsäure eine Verbindung zu geben, welche unlöslich ist in Wasser und weit schwieriger in Fäulniss übergeht als der Leim und die leimgebenden Stoffe. Versetzt man daher Leimlösung mit einer Lösung von Gerbsäure, so erhält man einen flockigen gelben Niederschlag, der sich bald darauf in eine zähe klebrige Masse umwandelt. Lässt man die Lederhaut der Thiere längere Zeit mit einer Lösung von Gerbstoff in Berührung, so geht eine ähnliche Veränderung vor, und die früher brüchige und leicht faulende Haut ist in Leder umgewandelt.

Der Knorpelleim oder das Chondrin entsteht durch Kochen der permanenten Knorpel, also der Nasen-, Ohren-, Luftröhren-, Rippen-Knorpel, sowie der Knochen junger Thiere, ehe sich in ihnen Knochenerde abgelagert hat.

261. Der Hornstoff oder das Keratin, welcher die Oberhaut (Epidermis), die Nägel, Klauen, Hörner, Haare, Borsten, Federn, Fischbein, Schildpatt bildet, stimmt in seiner chemischen Zusammensetzung im Allgemeinen mit den Eiweisskörpern überein, unterscheidet sich aber von ihnen durch seinen hohen Schwefelgehalt, der bis auf 5 Proc. steigt. In Wasser wird er weich, giebt aber keinen Leim; ebenso ist er in Alkohol und Aether unlöslich; in Alkalien löst er sich auf zu einer Flüssigkeit, aus welcher Säuren Schwefelwasserstoff entwickeln.

Das Fibroïn findet sich in der Seide und in den Herbstfäden; wird rohe Seide längere Zeit mit Wasser gekocht, so löst sich eine leimartige Substanz auf, während eine weiche, weisse, in Wasser, Alkohol und Aether unlösliche Masse, das Fibroïn, zurückbleibt; von Kupferoxyd-Ammoniak und kochenden concentrirten alkalischen Laugen wird es aufgelöst.

262. Der Harn des Menschen enthält im Durchschnitt etwa 5 bis 6 Proc. feste Bestandtheile, unter welchen neben Salzen, Schleim u. s. w. der Harnstoff der bedeutendste Stoff ist. Der Harnstoff hat die Zusammensetzung CH_4N_2O und lässt sich auffassen als 2 Moleküle Ammoniak, in welchem 2 Atome Wasserstoff durch das zweiwerthige Radikal Carbonyl (Kohlenoxydgas) vertreten sind: $\left.\begin{matrix} CO \\ H_2 \\ H_2 \end{matrix}\right\} N_2$; er findet sich ausser im Harne auch in geringeren Mengen im Blute, und lässt sich auch künstlich herstellen. Aus dem Harne stellt man ihn dar durch Abdampfen bis zur Trockenheit und Behandlung des Rückstandes mit Alkohol, welcher den Harnstoff auflöst; aus der Lösung erhält man beim Verdunsten des Alkohols den Harnstoff krystallisirt. Statt den Harn bis zur Trockenheit abzudampfen, kann man auch die durch Abdampfen concentrirte Flüssigkeit mit Salpetersäure versetzen, worauf beim Abkühlen der salpetersaure Harnstoff sich krystallinisch ausscheidet; nachdem letzterer durch Umkrystallisiren gereinigt ist, zersetzt man ihn mit Baryumcarbonat und löst durch Alkohol den freigewordenen Harnstoff auf. Künstlich kann man den Harnstoff u. a. durch Abdampfen der Lösung des mit ihm isomeren Ammoniumcyanats erhalten: $\left.\begin{matrix} NH_4 \\ CN \end{matrix}\right\} O = \left.\begin{matrix} CO \\ H_2 \\ H_2 \end{matrix}\right\} N_2$, ein merkwürdiger Fall, wie sich aus anorganischen Kohlenstoffverbindungen organische Stoffe bilden können.

Die Harnsäure $C_5H_4N_4O_3$ findet sich in geringer Menge im Harn der Menschen und der fleischfressenden Säugethiere, in reichlicher Menge aber in den Excrementen der Vögel (daher auch im Guano) und der Schlangen; auch bildet sie den Hauptbestandtheil der Blasen- und Nierensteine und der Harnsedimente und ist auch in den Gichtknoten enthalten. Sie stellt ein weisses, leichtes, aus kleinen Krystallen bestehendes Pulver dar, welches in Wasser sehr schwierig, in Alkohol und Aether gar nicht, in concentrirter Schwefelsäure aber leicht löslich ist; aus letzterer Lösung wird sie durch Wasser wiederum ausgeschieden. Am bequemsten stellt man die Harnsäure aus Schlangenexcrementen dar, welche fast ganz aus ihr bestehen.

Die Hippursäure $C_9H_9NO_3$ ist ein wesentlicher Bestandtheil des Harns der Pflanzenfresser; sie bildet weisse Nadeln, welche leicht in siedendem Wasser und in Alkohol, dagegen schwer in kaltem Wasser löslich sind. Man stellt sie aus frischem Pferde- oder Kuh-

harn dar, indem man ihn mit Kalkmilch vermischt, bis auf $^1/_4$ seines Volumens eindampft und den hippursauren Kalk mit Salzsäure zersetzt.

Uebersicht der wichtigsten Reaktionen zur Erkennung der Bestandtheile der organischen Verbindungen.

263. Während zur Erkennung der Zusammensetzung der anorganischen Verbindungen meist nur ein oder einige Versuche hinreichten, findet dies in Betreff der organischen Verbindungen nur in sehr einzelnen Fällen statt — z. B. die Erkennung der Stärke durch Jodtinktur —, die bedeutend grosse Mehrzahl der organischen Verbindungen kann nur durch genaue Untersuchung ihrer physikalischen Eigenschaften und ihrer quantitativen Zusammensetzung aus Elementen erkannt werden. Der quantitativen Elementaranalyse muss stets die qualitative Elementaranalyse vorangehen.

1) Die qualitative Elementaranalyse.

Der Kohlenstoff der Körper kann daran erkannt werden, dass sie mit Kupferoxyd erhitzt Kohlensäureanhydrid geben, welches, wenn es in Kalkwasser geleitet wird, dasselbe trübt. Die meisten organischen Substanzen verrathen sich als solche durch ihren Kohlenstoffgehalt, indem sie sich, bei Abschluss der Luft erhitzt, schwarz färben.

Der Wasserstoff der organischen Verbindungen geht beim Glühen mit Kupferoxyd in Wasser über, welches sich in dem kälteren Theile der Zersetzungsröhre in flüssiger Form absetzt.

Der Stickstoff der eiweissartigen Körper lässt sich leicht dadurch erkennen, dass dieselben mit Kali oder Kalk erhitzt, Ammoniak entwickeln. Jedoch lässt sich in vielen organischen Körpern (z. B. den Nitrylverbindungen) der Stickstoffgehalt auf diese Weise nicht erkennen; in diesen Fällen erhitzt man die vollkommen trockene Substanz mit etwas Natrium, wodurch sich Natriumcyanid bildet; dieses giebt mit Eisensalzen einen Niederschlag von Berlinerblau.

Der Sauerstoff wird in den meisten Fällen durch quantitative Ermittelung der übrigen Elemente bestimmt; der Sauerstoffgehalt

der flüssigen organischen Verbindungen verräth sich dadurch, dass sie Natrium oxydiren und dadurch Wasserstoff frei werden lassen.

Schwefel und Phosphor lassen sich durch die Reaktion von Schwefelsäure und Phosphorsäure erkennen, nachdem man die organische Substanz mit Natriumcarbonat und Salpeter geglüht und dadurch die Sulfate oder Phosphate dieser Metalle dargestellt hat.

Chlor bildet, wenn der organische Körper mit Kalk geglüht wird, leicht Calciumchlorid, in welchem durch Silbernitrat das Chlor leicht erkannt wird.

Die Ermittelung anderer Elemente geschieht meist durch Untersuchung der Asche, welche die organischen Verbindungen beim Verbrennen hinterlassen.

264. 2) Die quantitative Elementaranalyse.

Um den Kohlenstoff- und Wasserstoffgehalt einer organischen Verbindung seiner Quantität nach zu ermitteln, wird eine genau abgewogene Menge (0,3—0,4 Grm.) dieser Verbindung mit einem Ueberschuss von vollkommen trockenem, frisch ausgeglühtem Kupferoxyd in einer Röhre geglüht; hierbei wird aller Wasserstoff der organischen Verbindung zu Wasser und aller Kohlenstoff zu Kohlensäureanhydrid oxydirt; das Wasser und das Kohlensäureanhydrid werden von Chlorcalcium, welches sich in einer vor dem Versuche zugleich mit dem Chlorcalcium genau gewogenen Röhre befindet, aufgenommen, während das Kohlensäureanhydrid durch einen ebenfalls genau gewogenen Kaliapparat verschluckt wird. Nachdem die Zersetzung beendet ist, werden der Chlorcalciumapparat und der Kaliapparat wiederum gewogen; die Differenz des Gewichts besteht in dem entstandenen Wasser und dem Kohlensäureanhydrid, aus deren Gewichten der Wasserstoff und der Kohlenstoff der organischen Substanz ermittelt werden können.

Die quantitative Bestimmung des Stickstoffs geschieht meist dadurch, dass man eine genau abgewogene Menge der organischen Substanz mit Natronkalk (d. h. Aetzkalk, welcher mit Natronlauge gelöscht ist) in einem Glasrohre glüht und das dadurch entstehende Ammoniak in einen mit Salzsäure gefüllten Kugelapparat leitet; wird diese Flüssigkeit hierauf mit Platinchlorid versetzt, so erhält man einen Niederschlag von Ammoniumplatinchlorid, welcher beim Glühen Platin hinterlässt; aus der Menge des Platins lässt sich der Stickstoffgehalt des zersetzten Salzes, welcher mit dem Stickstoffgehalt der organischen Verbindung übereinstimmt, berechnen.

Der Sauerstoffgehalt der organischen Verbindungen ist

die Differenz der Summe der Gewichte der genannten Bestandtheile und des Gewichts der organischen Verbindung.

Um Schwefel, Phosphor, Chlor u. s. w. zu bestimmen, sucht man, wie bei der qualitativen Prüfung, eine anorganische Verbindung derselben darzustellen und bestimmt die Gewichtsmenge der Bestandtheile.

Bestimmung der chemischen Formeln aus der procentischen Zusammensetzung der Verbindungen.

265. Nachdem die procentische Zusammensetzung eines Körpers gefunden ist, hat man die empirische Formel zu ermitteln. Zu diesem Behufe dividirt man mit dem Atomgewichte der einzelnen einfachen Stoffe in die betreffenden Zahlen der Analyse und findet so das Verhältniss, in welchem die Anzahlen der Atome zu einander stehen.

Hat die Elementaranalyse z. B. folgendes Resultat ergeben:

Kohlenstoff 44,4, Wasserstoff 6,2, Sauerstoff 49,4,

so erhält man, wenn man 44,4 durch das Atomgewicht des Kohlenstoffs 12, und 6,2 durch das Atomgewicht des Wasserstoffs 1, und 49,4 durch das Atomgewicht des Sauerstoffs 16 dividirt, als Resultat, dass die Verbindung besteht aus

$$
\begin{array}{llll}
44{,}4 \text{ Gewichtsth. Kohlenstoff} = \frac{44{,}4}{12} & \text{Atomen Kohlenstoff} & = 3{,}7\,C \\
6{,}2 \quad \text{„} \quad \text{Wasserstoff} = 6{,}2 & \text{„} \quad \text{Wasserstoff} & = 6{,}2\,H \\
49{,}4 \quad \text{„} \quad \text{Sauerstoff} = \frac{49{,}4}{16} & \text{„} \quad \text{Sauerstoff} & = 3{,}1\,O,
\end{array}
$$

und dass also die chemische Formel der untersuchten Verbindung $C_{3,7}H_{6,2}O_{3,1}$ sein würde. Da nun $3{,}7 : 6{,}2 : 3{,}1 = 1{,}2 : 2 : 1 = 12 : 20 : 10 = 6 : 10 : 5$ ist, so ist die empirische Formel der Verbindung (Amylum-Stärke) $C_6H_{10}O_5$. Zur Aufstellung einer rationellen Formel ist die Stärke, da ihre Constitution nicht bekannt ist, nicht geeignet.

Alphabetisches Register.

(Die Ziffern bedeuten die Seitenzahlen. Die Namen der Metallverbindungen sind zusammengesetzte Substantiva, deren erster Theil das Metall bezeichnet, z. B. Natriumchlorid, Bleisulfat.)

A.

Abietinsäure 353.
Absorption der Gase 11.
Acetate 334.
Acetyl 332.
Acetylsäure 333.
Achat 129.
Achatjaspis 128.
Aconitin 346.
Adular 160.
Aeltere chemische Anschauungen 71.
Aepfelsäure s. Malylsäure.
Aequivalente 65.
Aequivalentenlehre 71.
Aequivalententafel 68. 69.
Aether 327.
Aetherische Oele 348. 350.
Aethyl 328.
Aethylacetat 334.
Aethyläther 329.
Aethylalkohol 328.
Aethylbutyrat 335.
Aethylen 340.
Aethyloxyd s. Aethyläther.
Aethylschwefelsäure 330.
Aetzkali s. Kaliumhydroxyd.
Aetzkalk s. Calciumhydroxyd.
Aetznatron s. Natriumhydroxyd.
Affinität 188.
Aggregatzustand 4. 6. 256.
Alabaster 143.
Alaune 146. 212.
Alaunerde s. Aluminiumoxyd.
Albit 160.
Albumin 362.
Aldehyde 327.
Alizarin 359.
Alkalien 89.
Alkanna 360.
Alkaloïde 345.
Alkalische Erden 89.
Alkohol s. Aethylalkohol.
Alkohole 326.
Alkoholradikale 328.
Almandin 164.
Aluminate 272.
Aluminit 146.
Aluminium 89. 190. 200. 229. 235. 272. 290.
Aluminiumacetat 335.
Aluminiumhydroxyd 137. 217. 252. 262. 265. 290.
Aluminiumoxyd 137. 190. 217. 222. 290.
Aluminiumphosphat 158.
Aluminiumsulfat 146. 222. 252. 291.
Aluminiumsulfid 200.
Aluminiumverbindungen 309.

Amalgam 183. 185.
Amalgame 182.
Amazonenstein 160.
Ameisensäure 332. 333.
Ameisensaure Salze s. Formate.
Amethyst 128.
Amianth 162.
Ammoniak 83. 131. 180. 209. 261. 262. 280.
Ammoniaktypus 83. 180.
Ammonium 131. 181.
Ammoniumaluminiumsulfat 147. 291.
Ammoniumeisensulfat 147. 252.
Ammoniumcarbonat 151. 257.
Ammoniumchlorid 109. 210. 211. 216. 257. 262. 264. 280.
Ammoniumferrisulfat 295.
Ammoniumformat 333.
Ammoniumhydroxyd 131.
Ammoniumhydrosulfid 174.
Ammoniummagnesiumphosphat 158.
Ammoniumnitrat 139. 210. 224. 249. 257. 264. 281.
Ammoniumoxalat 341.
Ammoniumoxyd 131.
Ammoniumphosphat 210.
Ammoniumplatinchlorid 111. 211. 216. 306.
Ammoniumsulfat 142. 210. 222. 257. 265. 281.
Ammoniumsulfid 174. 265. 268.
Ammoniumverbindungen 307.
Amorphie 13.
Amphibol 162.
Amyl 328.
Amylalkohol 331.
Amylum 323.
Anatas 50.
Anchusin 360.
Anhydride 113.
Anhydrit 143.
Anilin 358.
Anilinfarben 359.
Anilinroth 359.
Anlassen des Stahls 186.
Anorganische Körper 86.
Anthracen 350.
Anthracit 97.
Antimetalle 71. 189.
Antimon 104. 192. 203. 235.
Antimonchlorid 203.
Antimonglanz 172.
Antimonoxyd 192.
Antimonsulfid 172. 235.
Antimonwasserstoff 181.
Anziehung, chemische 188.
Apatit 157.
Arabisches Gummi 324.
Aragonit 152.
Argentan 185.
Aromatische Verbindungen 348.
Arsen 103. 192. 235. 239. 274. 282.
Arsenblende 173. 179.
Arsenige Säure 121.
Arsenigsäureanhydrid 15. 121. 192. 239. 267. 282.
Arsenik s. Arsenigsäureanhydrid.
Arsenikalkies 183.
Arsenikkies 179.
Arsensäure 125.
Arsensäureanhydrid 125.
Arsensulfid 173. 235. 274.
Arsensulfür 179. 267. 282.
Arsenverbindungen 313.
Arsenwasserstoff 181.
Asa foetida 356.
Asbest 162.
Asphalt 98. 355.
Atmosphärische Luft 93. 197.
Atom 56. 77.
Atomgewichte 77.
Atomgewichtstafel 78. 79.
Atropin 346.
Augit 162.
Auripigment 173.
Ausdehnbarkeit 3. 4.
Ausdehnungscoefficient 54.
Avanturin 128.
Azaleïn 359.

B.

Balsame 353.
Baryt 143.
Barythydrat s. Baryumhydroxyd.
Baryum 89. 288.
Baryumcarbonat 155. 221. 254. 264. 289.
Baryumchlorid 109. 261. 264. 288.
Baryumchromat 149.

Baryumhydrosulfid 174.
Baryumhydroxyd 132. 207. 254. 268.
Baryumnitrat 140. 259. 264. 289.
Baryumoxyd 133. 203. 207. 209. 215. 221. 288.
Baryumsilicat 209.
Baryumsulfat 143. 243. 259. 261. 264. 289.
Baryumsulfid 174. 243. 268. 288.
Baryumsuperoxyd 168. 203. 215.
Baryumverbindungen 308.
Basen 112. 113. 252. 253. 261.
Baumwolle 322.
Benzin s. Phenylwasserstoff.
Benzoëharz 355.
Benzoësäure 355.
Benzoësaurer Kalk 355.
Benzol s. Phenylwasserstoff.
Benzoylaldehyd 352.
Berechnungen, stöchiometrische 83.
Bergamottöl 352.
Bergkrystall 128.
Bergtheer 355.
Berliner Blau s. Eisencyanürcyanid.
Bernstein 355.
Bernsteinöl 358.
Bernsteinsäure s. Succinylsäure.
Beryll 164.
Beryllium 89.
Beschickung 240.
Bier 329.
Bimstein 163.
Bittererde 221.
Bittermandelöl 349. 352.
Bittersalz 144.
Bitterspath 153.
Blätterdurchgänge 48.
Blattgrün 361.
Blattsilber 184.
Blaueisenerz 158.
Blauholz 361.
Blausäure 106.
Blei 90. 191. 198. 200. 201. 204. 233. 235. 241. 243. 248. 274. 297.
Bleiacetat 334.
Bleiborat 209.
Bleicarbonat 155. 198. 221. 255.
Bleichlorid 110. 201. 252. 259. 264. 270. 298.
Bleichromat 149. 264. 300.
Bleiformat 333.
Bleiglanz 175.
Bleiglätte 191.
Bleihydroxyd 134. 198. 218. 252. 255. 262.
Bleijodid 298.
Bleinitrat 140. 225. 233. 248. 252. 255. 259. 262. 264. 266. 299.
Bleioxyd 134. 191. 203. 209. 215. 218. 221. 225. 241. 255. 259. 262. 263. 298.
Bleisilicat 209.
Bleispath 155.
Bleisuboxyd 170.
Bleisulfat 144. 204. 243. 252. 264. 274. 299.
Bleisulfid 175. 200. 204. 235. 243. 266. 299.
Bleisuperoxyd 169. 215. 268. 270. 299.
Bleisuperoxydul 169. 191. 203. 215. 268. 270. 299.
Bleiverbindungen 312.
Bleivitriol 144.
Bleiweiss s. Bleicarbonat.
Bleizucker s. Bleiacetat.
Blenden 171.
Blutalbumin 362.
Blutfibrin 364.
Blutkörperchen 365.
Blutlaugensalz s. Kaliumeisencyanür.
Bor 98. 193.
Boracit 159.
Borate 158. 260.
Borax s. Natriumborat.
Borsäure 126. 218. 260. 282.
Borsäureanhydrid 126. 193. 209. 218. 282.
Borsaure Salze s. Borate.
Brasilin 360.
Branntwein 329.
Brauneisenstein 135.
Braunit 136.
Braunkohle 97.
Braunspath 153.
Braunstein s. Mangansuperoxyd.
Brechweinstein 344.
Brennen des Kalks 219.
Brenzweinsäure s. Pyrotartrylsäure.
Britanniametall 285.

Brom 101. 201.
Bromide 105.
Bromwasserstoffsäure 107.
Bronze 184.
Brucin 347.
Brucit 133.
Brunnenwasser 115.
Buntkupferkies 178.
Butter 336.
Buttersäure s. Butyrylsäure.
Buttersäureäther s. Aethylbutyrat.
Buttersäuregährung 335.
Butyryl 332.
Butyrylsäure 332. 335.

C.

Cacao 347.
Cadmia 242.
Cadmium 89.
Cadmiumsulfid 174.
Caesium 89.
Caffein 346.
Calcium 89. 189. 198. 229. 286.
Calciumcarbonat 50. 51. 152. 198. 219. 254. 258. 264. 287.
Calciumchlorid 109. 252. 258. 287.
Calciumfluorid 110. 261.
Calciumhydrosulfid 174.
Calciumhydroxyd 132. 198. 207. 217. 252. 254. 261. 271. 287.
Calciumhypochlorit 141. 271. 287.
Calciumnitrat 139. 252. 258. 259. 264.
Calciumoxalat 342.
Calciumoxyd 132. 189. 207. 217. 219. 287.
Calciumphosphat 157. 239. 260.
Calciumsulfat 142. 243. 252. 258. 259. 260. 261. 287.
Calciumsulfid 174. 243. 274. 287.
Calciumverbindungen 308.
Campecheholz 361.
Campher 352.
Camphin 351.
Canadischer Balsam.
Caramel 325.
Carbolsäure s. Phenol.
Carbonate 150. 219. 242. 257. 315.
Carbonicum s. Kohlenstoff.
Carnallit 235.
Carmin 361.
Carminlack 361.
Carneol 129.
Carthamin 360.
Caseïn 362. 363.
Cellulose 321.
Cement 220.
Cementwasser 146.
Cer 89.
Cerotyl 332.
Cerotylsäure 338.
Chalcedon 129.
Chamäleon, mineralisches 148.
Chemie, Name und Begriff 1.
Chilisalpeter 139.
Chinin 346.
Chlor 100. 201. 216. 227. 269. 271. 276. 369.
Chlorammonium s. Ammoniumchlorid.
Chlorate 141. 226. 245.
Chlorhyperoxyd 227.
Chloride 105. 314.
Chlorige Säure 120.
Chlorigsäureanhydrid 120.
Chlorit 161.
Chlorkalk 141. 271.
Chlormetalle s. Chloride.
Chloroform s. Methylchlorid.
Chlorophyll 361.
Chlorsäure 120.
Chlorsäureanhydrid 120.
Chlorsaure Salze s. Chlorate.
Chlorverbindungen 314.
Chlorwasser 101.
Chlorwasserstoff 10. 105. 203. 210. 251. 252. 255. 257. 265. 266. 269. 276.
Chlorwasserstofftypus 83. 104.
Chondrin 366.
Chrom 89.
Chromalaun s. Kaliumchromsulfat.
Chromate 149. 260.
Chromeisenstein 169. 272.
Chromgelb s. Bleichromat.
Chromhydroxyd 137. 217. 262. 296.
Chromogene 357.
Chromoxyd 137. 217. 222. 249. 272. 296.

Chromroth s. Bleichromat (basisch).
Chromsäure 124. 245. 260. 296.
Chromsäureanhydrid 125. 260. 268.
Chromsaure Salze s. Chromate.
Chromsulfat 146. 222. 268. 296.
Chromverbindungen 309.
Chrysolith 164. 209.
Chrysopras 129.
Cinchonin 346.
Citrate 344.
Citronenöl 352.
Citronensäure s. Citrylsäure.
Citronensaure Salze s. Citrate.
Citrylsäure 344.
Cochenille 360.
Codeïn 346.
Cölestin 144.
Cohäsion 4.
Cokes s. Kohlenstoff.
Collodium 322.
Colophonium 351. 353.
Coniin 346.
Constitution der Verbindungen 83.
Copaïvabalsam 354.
Copaïvaöl 354.
Copaïvasäure 354.
Copal 354.
Copalfirniss 354.
Corallin 359.
Cremor tartari s. Kaliumtartrat.
Cudbear 360.
Cupricarbonat s. Kupfercarbonat.
Cuprichlorid s. Kupferchlorid.
Cuprinitrat s. Kupfernitrat.
Cuprisulfat s. Kupfersulfat.
Curcuma 361.
Cyan 106.
Cyanide 104. 109.
Cyanwasserstoff 106.

D.

Daguerreotypie 227.
Dammaraharz 354.
Dampfdichte 318.
Destillation 9. 117.
Destillirtes Wasser 117.
Dextrin 323.
Dextrose s. Traubenzucker.
Dialyse 13.
Diamagnetische Körper 58.
Diamant 49. 94.
Diaspor 137.
Diastase 323. 365.
Dichtigkeit 4.
Didym 89.
Dinte 344.
Döbereiner's Feuerzeug s. Platinfeuerzeug.
Dolomit 153.
Doppelsalze 211.
Drummond'sches Licht 195.
Ductilität 87.
Durchsichtigkeit 59.

E.

Ebonit 356.
Edele Metalle 214.
Eieralbumin 362.
Eigelb 363.
Eigenschaften, physikalische oder äussere 2. 3.
Eigenschaften, chemische oder innere 2. 63.
Einfache Körper 63.
Eis s. Wasser.
Eisen 89. 191. 200. 201. 235. 237. 239. 249. 251. 292.
Eisenalaune 147.
Eisenchlorid s. Ferrichlorid.
Eisenchlorür s. Ferrochlorid.
Eisencyanürcyanid 112.
Eisenglanz 136.
Eisenhammerschlag s. Eisenoxyduloxyd.
Eisenhydroxyd 135. 198. 205. 217. 252. 262. 293.
Eisenhydroxydul 133. 262. 293.
Eisenkiesel 128.
Eisenmonosulfid s. Eisensulfür.
Eisennitrat s. Ferrinitrat.
Eisenoxyd 136. 191. 217. 222. 237. 240. 256. 294.
Eisenoxydul 133.
Eisenoxyduloxyd 169. 191. 221. 237. 293.
Eisenpecherz 136.
Eisenrost s. Eisenhydroxyd.
Eisenspath s. Spatheisenstein.

Eisensulfür 174. 200. 204. 235. 265. 268. 294.
Eisensulfat s. Ferrosulfat und Ferrisulfat.
Eisensupersulfid 178. 216.
Eisenverbindungen 309. 310.
Eisenvitriol s. Ferrosulfat.
Eisessig 333.
Eiweiss s. Albumin.
Eiweisskörper 361.
Electricität 196. 203.
Electrische Eigenschaften 56.
Electrisches Feuerzeug 197.
Electrisches Leitungsvermögen 58. 87.
Electrische Spannungsreihe 57. 233.
Elaeopten 351.
Elementaranalyse 368.
Elemente s. Einfache Körper.
Elemiharz 354.
Email 167.
Englische Schwefelsäure 247.
Erbium 89.
Erbsenstein 152.
Erden 89.
Erdöl s. Steinöl.
Erstarrungsverzug 8.
Essig 333.
Essigäther s. Aethylacetat.
Essiggährung 334.
Essigsäure s. Acetylsäure.
Essigsaure Salze s. Acetate.
Expansion 4.

F.

Färberei 357.
Fahlerz 177.
Farbe 61. 88.
Farbstoffe 357.
Faserstoffe s. Fibrin.
Federerz 176.
Feldspath 159.
Fernambukholz 360.
Ferrichlorid 111. 201. 249. 252. 262. 265. 293.
Ferricyan 111.
Ferrinitrat 140. 249. 256.
Ferrisulfat 146. 205. 222. 249. 252. 256. 262. 265. 295.
Ferrocarbonat 153. 198. 205. 221.
Ferrochlorid 110. 201. 249. 251. 265. 293.
Ferrocyan 111.
Ferroferricyanid s. Eisencyanürcyanid.
Ferronitrat 249.
Ferrophosphat 158.
Ferrosulfat 144. 205. 223. 233. 243. 249. 251. 262. 265. 294.
Festigkeit 88.
Fette 336.
Fettsäureradikale 332.
Fettsäuren 332.
Feuerstein 129.
Feuerzeug 197. 216.
Fibrin 362.
Fibroïn 366.
Fichtenharz 353.
Flamme 190. 192. 193. 195.
Fleischmilchsäure 341.
Flint 129.
Flintglas 166.
Flüchtige Oele s. ätherische Oele.
Fluor 102. 201.
Fluorsilicium 106.
Fluorverbindungen 314.
Fluorwasserstoff 106. 261. 276.
Fluoride 105. 314.
Flusssäure s. Fluorwasserstoff.
Flussspath 110.
Flusswasser 116.
Formate 333.
Formeln 83. 370.
Formyl 332.
Formylsäure 333.
Fraueneis 143.
Frauenhofer'sche Linien 62.
Fruchtzucker 326.
Fuchsin 359.
Fuselöl s. Amylalkohol.

G.

Gährung 328.
Gährungsmilchsäure 341.
Galläpfelgerbsäure 344.
Gallussäure 345.
Galmei 154. 165. 242.
Galvanischer Strom 227. 234.

Galvanoplastik 229.
Gefrierpunkt 8.
Geigenharz 353.
Geistige Gährung 328.
Geistige Getränke 329.
Gelbbeeren 361.
Gelbholz 361.
Genetische Reihen 319.
Gerberei 345.
Gerbsäuren 344.
Gerbstoffe 344.
Gerstenzucker 16.
Gestalt 13.
Gewicht, specifisches s. Volumengewicht.
Gewichtsverhältnisse der Verbindungen 65.
Gichtgase 241.
Giftmehl 121.
Glanz 60.
Glanze 170.
Glanzeisenerz 136.
Glanzkobalt 179.
Glas 16. 166.
Glaserz 175.
Glasur 167.
Glaubersalz s. Natriumsulfat.
Glimmer 161.
Globulin 363.
Glockenspeise 184.
Glucose s. Traubenzucker.
Glycerin 331.
Glycerinalkohol s. Glycerin.
Glyceryloleat 336.
Glycerylpalmitat 336.
Glycerylstearat 331. 336.
Glycogen 323.
Glycosen 324.
Goethit 136. 233.
Gold 90. 202. 214. 216. 270. 305.
Goldchlorid 111. 202. 233. 266. 270. 306.
Goldmünzen 185.
Goldoxyd 134. 214.
Goldschlagloth 185.
Goldsulfid 266.
Goldverbindungen 313.
Gradiren 108.
Granat 164.
Graphit 49. 95.
Graubraunsteinerz 136.
Graugiltigerz 177.
Grauspiessglanzerz 172.
Greenockit 174.
Grubengas s. Kohlenwasserstoff.
Grüneisenerz 158.
Grünspan s. Kupfercarbonat und Kupferacetat.
Gummi arabicum s. Arabisches Gummi.
Gummi elasticum s. Kautschuk.
Gummi Gutti 355.
Gummi Myrrhe 356.
Gummiharze 353. 355.
Gummilack 354.
Gusseisen 186.
Gutta-Percha 357.
Gyps 143.

H.

Haarsalz 146.
Haematin 365.
Haemoglobin 365.
Härte 4. 87.
Hämmerbarkeit 87.
Haloïdsäuren 104.
Haloïdsalze 104. 107.
Hammeltalg 336. 337.
Hammerschlag s. Eisenoxyduloxyd.
Harmonika, chem. 196.
Harn 367.
Harnsäure 367.
Harnstoff 367.
Hartharze 353.
Harze 348. 353.
Harzseifen 353. 354.
Hausmannit 169.
Hefe 328.
Heizkraft 194.
Heliotrop 129.
Hemimorphismus 46.
Heterologe Reihen 319.
Heteromorphie 49.
Heteromorphit 176.
Hippursäure 367.
Hochofen 239.
Höllenstein s. Silbernitrat.
Holzkohle 96.
Homologe Reihen 319.

Hornblei 110.
Hornblende 162.
Hornsilber 108.
Hornstein 128.
Hornstoff 366.
Hyacinth 165.
Hydrargillit 137.
Hydrargyrum s. Quecksilber.
Hydrate 75.
Hydraulischer Mörtel 220.
Hydrogenium s. Wasserstoff.
Hydrogenoxygengasgebläse 195.
Hydrothion s. Schwefelwasserstoff.
Hydroxyde 113. 130. 217.
Hypermanganate 141.
Hypochlorite 141.
Hyposulfite 147.

I.

Incrustirende Materien 321.
Indifferente Stoffe 72.
Indigblau 359.
Indigblauschwefelsäure 360.
Indigcarmin 360.
Indigo 359.
Indigotin 359.
Indigweiss 360.
Indium 89.
Invertzucker 325.
Inulin 323.
Iridium 90.
Iridosmium 183.
Isomerie 318.
Isomorphie 48.

J.

Japancampher 352.
Jaspis 128.
Javelle's Lauge 141.
Jod 101. 201. 270.
Jodide 104. 110. 314.
Jodverbindungen 314.
Jodwasserstoff 107.

K.

Käsestoff 362. 363.
Kalait 158.
Kali s. Kaliumhydroxyd.
Kalialaun s. Kaliumaluminiumsulfat.
Kalihydrat s. Kaliumhydroxyd.
Kalisalpeter s. Kaliumnitrat.
Kaliseifen 337.
Kalium 89. 189. 199. 201. 229. 235. 236. 243. 284.
Kaliumaluminat 272.
Kaliumaluminiumsulfat 147. 253. 262. 291.
Kaliumantimontartrat 344.
Kaliumbichromat 149. 269.
Kaliumcarbonat 150. 198. 243. 254. 257. 262. 264.
Kaliumchlorat 141. 226. 245. 272. 265.
Kaliumchlorid 201. 211. 216. 226. 252. 264. 265. 271. 284.
Kaliumchromat 149. 264. 272. 297.
Kaliumchromsulfat 147. 262. 269. 296.
Kaliumcyanid 109.
Kaliumeisencyanid 112.
Kaliumeisencyanür 112.
Kaliumferricyanid s. Kaliumeisencyanid.
Kaliumferrocyanid s. Kaliumeisencyanür.
Kaliumhydrosulfid 173.
Kaliumhydroxyd 130. 198. 207. 235. 252. 253. 261. 262. 271. 284.
Kaliumhypermanganat 141. 273. 296.
Kaliumhypochlorit 141. 271. 284.
Kaliumhypophosphit 272.
Kaliumhyposulfit 272.
Kaliumjodid 108. 264. 270.
Kaliummanganat 148. 273. 296.
Kaliumnatriumtartrat 344.
Kaliumnitrat 50. 139. 225. 244. 252. 257. 259. 264. 285.
Kaliumoxalat 341.
Kaliumoxyd 131. 189. 207.
Kaliumplatinchlorid 111. 211. 216. 306.
Kaliumsilicat 165. 258. 286.
Kaliumsulfat 142. 204. 243. 257. 259. 285.
Kaliumsulfid 173. 199. 243. 265. 272. 285.

Kaliumsulfit 204.
Kaliumtartrat 343.
Kaliumverbindungen 307.
Kalk, gebrannter s. Calciumoxyd.
Kalk, todtgebrannter 220.
Kalk, gelöschter s. Calciumhydroxyd.
Kalkbaryt 143.
Kalkerde s. Calciumoxyd.
Kalkhydrat s. Calciumhydroxyd.
Kalköfen 219.
Kalkspath 152.
Kalkstein 152.
Kalktuff 152.
Kalkwasser 132. 207.
Kalomel 110.
Kaneelstein 165.
Kanonengut 184.
Kaolin 160. 163.
Kautschuk 356.
Keratin 366.
Kermes 172. 361.
Kiese 170.
Kieseleisenstein 136.
Kieselerde 127.
Kieselfluorwasserstoff 107.
Kieselgalmei s. Kieselzinkerz.
Kieselsäure 16. 127. 218. 258. 283.
Kieselsäureanhydrid 127. 193. 209. 218. 253. 258. 283.
Kieselsaure Salze s. Silicate.
Kieselschiefer 128.
Kieselzinkerz 165.
Kirschgummi 324.
Kleber 365.
Kleesalz 341.
Kleister 323.
Knallgas 195.
Knoblauchöl 353.
Knochen s. Calciumphosphat.
Knochenleim 365.
Knorpelleim 365.
Kobalt 89.
Kobaltglanz 179.
Kobalthydroxydul 133. 218.
Kobaltnitrat 140.
Kobaltoxydul 133. 218.
Kobaltsulfat 145.
Kobaltverbindungen 310.
Kochsalz s. Natriumchlorid.
Königswasser s. Salpetersalzsäure.
Körnerlack 354.
Körper, einfache und zusammengesetzte 63. 68.
Kohle s. Kohlenstoff.
Kohlengalmei 154.
Kohlenhydrate 321.
Kohlenoxyd 168. 193. 203. 221. 238. 283.
Kohlensäure 123. 203.
Kohlensäureanhydrid 123. 193. 205. 219. 238. 254. 257. 265. 283.
Kohlensaure Salze s. Carbonate.
Kohlenstoff 14. 49. 94. 193. 201. 238. 283. 368.
Kohlenstoffeisen 186.
Kohlensulfid 172. 201. 205. 284.
Kohlenstoffverbindungen 317.
Kohlenwasserstoff 181. 238.
Kohlenwasserstofftypus 83. 181.
Kolloïde 213.
Korn der Silbermünzen 185.
Korund 137.
Krapp 359.
Krapplack 359.
Kreide 152.
Kreosot 349.
Krümelzucker s. Traubenzucker.
Kryolith 111. 235.
Krystall 13.
Krystallbildung 16. 19.
Krystallographie 20—46.
Krystalloïde 13.
Krystallsysteme 22.
Krystallwasser 118. 212.
Kümmelöl 352.
Kuhbutter 336.
Kumarin 352.
Kupfer 90. 191. 199. 200. 202. 232. 237. 241. 248. 250. 271. 300.
Kupferacetat 334.
Kupfercarbonat 155. 199. 221. 301.
Kupferchlorid 110. 202. 232. 252. 255. 264. 271. 300.
Kupferchlorür 202.
Kupferglanz 175.
Kupferhydroxydul 134. 218.
Kupferhydroxyd 134. 218. 252. 262. 301.
Kupferindig 175.
Kupferkies 178.

Kupferlasur 156.
Kupfernitrat 140. 233. 248. 252. 255. 264. 302.
Kupferoxyd 133. 191. 218. 221. 224. 237. 241. 255. 268. 301.
Kupferoxydul 134. 191. 218. 325.
Kupferphosphat 158.
Kupfersulfat 145. 224. 233. 244. 250. 252. 255. 261. 264. 267. 301.
Kupfersulfid 175. 267. 268.
Kupfersulfür 175. 200.
Kupferverbindungen 311.
Kupfervitriol s. Kupfersulfat.

L.

Labaraque's Lauge 141.
Labrador 160.
Lactate 341.
Lactose s. Milchzucker.
Lactylsäure s. Milchsäure.
Lakmus 361.
Lanthan 89.
Lebensluft s. Sauerstoff.
Legirungen 182.
Legumin 363.
Lehm 164.
Leim 365.
Leimgebende Stoffe 365.
Leinöl 339.
Leinölfirniss 339.
Lettermetall 185.
Lichenin 323.
Licht 190. 192. 214. 226.
Lichtbrechung 62.
Lithium 89.
Löschen des Kalks 207.
Löslichkeit 10.
Lösungsmittel 119.
Luft, atmosphärische 93.
Lustgas s. Stickstoffoxydul.
Lydit 128.

M.

Magenta 359.
Magnesia 153.
Magnesit 153.
Magnesitspath 153.
Magnesium 89. 190. 229. 235. 289.
Magnesiumammoniumphosphat 158.
Magnesiumborat 159.
Magnesiumcarbonat 153. 221.
Magnesiumchlorid 109. 235.
Magnesiumhydroxyd 133. 207. 217. 290.
Magnesiumoxyd 133. 190. 207. 209. 217. 221. 290.
Magnesiumphosphat 157.
Magnesiumsilicat 209.
Magnesiumsulfat 144. 243.
Magnesiumverbindungen 308.
Magneteisenstein 169.
Magnetische Eigenschaften 58.
Magnetkies 178.
Malachit 156.
Malate 342.
Malylsäure 342.
Mangan 89.
Manganalaune 147.
Manganate 148.
Manganchlorür s. Manganochlorid.
Manganhydroxydul 133. 217.
Manganhydroxyd 136. 218.
Manganisulfat 146.
Manganit 136.
Mangancarbonat 154. 221. 295.
Manganochlorid 110. 269. 295.
Manganosulfat 145. 224. 268. 269. 295.
Manganoxyd 136. 215. 217.
Manganoxydul 133. 209. 218. 221.
Manganoxyduloxyd 169. 215.
Mangansaure Salze s. Manganate.
Mangansilicat 209.
Manganspath 154.
Mangansulfür 268.
Mangansuperhydroxyd 168.
Mangansuperoxyd 168. 215. 268. 269. 272.
Manganverbindungen 310.
Margarin 336.
Markasit 179.
Marmor 152.
Mariotte's Gesetz 4.
Masse 3.
Massicot s. Bleioxyd.
Mastix 354.
Mauersalpeter s. Calciumnitrat.

Meerwasser 116.
Melanglanz 177.
Mennige s. Bleisuperoxydul.
Mercurblende 175.
Mercurichlorid 110. 202. 261. 264. 266. 303.
Mercuricyanid 110.
Mercurijodid 50. 110. 202. 264. 303.
Mercurinitrat 140. 225. 248. 255. 266. 304.
Mercurochlorid 110. 202. 255. 259. 264. 302.
Mercurojodid 202.
Mercuronitrat 140. 225. 248. 259. 264. 266. 304.
Mergel 152. 164.
Mesitinspath 154.
Messing 184. 242.
Messingschlagloth 184.
Metalle 86.
Metallhydroxyde 130. 206.
Metalloïde s. Nichtmetalle.
Metalloxyde 130. 239. 255.
Metamerie 318.
Metaphosphate 156.
Metaphosphorsäure 126.
Metaphosphorsaure Salze s. Metaphosphate.
Methyl 328.
Methylalkohol 330.
Methylchlorid 330.
Milch 325.
Milchglas 167.
Milchquarz 128.
Milchsäure 340.
Milchsaure Salze s. Lactate.
Milchzucker 325.
Mineralgrün s. Kupfercarbonat.
Mineralisches Chamäleon s. Kaliummanganat und Kaliumhypermanganat.
Mineralwasser 115.
Misspikel 179.
Mörtel 132.
Mohnöl 339.
Molekül 3. 4.
Moleculargewichte 77. 80.
Molken 325.
Molybdän 90.
Mondstein 160.
Morion 128.
Morphin 346.
Morphium s. Morphin.
Muskelfibrin 365.
Musivgold 173.
Myrrhe 356.

N.

Nadeleisenerz 136.
Nahrungsmittel 320.
Naphta 350.
Naphtalin 349. 359.
Naphtalinfarben 359.
Narceïn 346.
Narcotin 346.
Natrium 89. 189. 198. 199. 201. 229. 235. 236. 243. 286.
Natriumacetat 334.
Natriumaluminiumfluorid 111.
Natriumaluminiumsulfat 147.
Natriumammoniumphosphat 157.
Natriumbicarbonat 151. 254.
Natriumborat 158. 260. 286.
Natriumcarbonat 150. 198. 243. 254. 264. 274. 275. 286.
Natriumchlorid 108. 201. 257. 261. 264.
Natriumhydrosulfid 173.
Natriumhydroxyd 131. 198. 207. 254. 261. 286.
Natriumhypochlorit 141. 286.
Natriumhyposulfit 148.
Natriumnitrat 139. 259. 264. 286.
Natriumoxyd 131. 189. 207.
Natriumphosphat 50. 157.
Natriumsesquicarbonat 151.
Natriumplatinchlorid 211.
Natriumsilicat 166.
Natriumsulfat 142. 204. 243. 259. 261. 264. 286.
Natriumsulfid 173. 199. 204. 243. 274.
Natriumverbindungen 307.
Natrolith 160.
Natron s. Natriumhydroxyd und Natriumoxyd.
Natronsalpeter s. Natriumnitrat.
Natronseifen 337.

Neusilber 185.
Nichtmetalle 86. 90.
Nickel 89.
Nickelhydroxydul 133. 218.
Nickeloxydul 133. 218.
Nickelsulfat 50. 51. 145.
Nickelverbindungen 310.
Nicotin 346.
Niobium 89.
Nitrate 138. 224. 244. 258. 315.
Nitrobenzol 349.
Nitrogen s. Stickstoff.
Nitroglycerin 331.
Nitronaphtalin 359.
Nordhäuser Vitriolöl 123. 208.

O.

Obergährung 328.
Obsidian 163.
Oele, ätherische 348. 350.
Oele, fette 339.
Oele, nicht trocknende 339.
Oele, trocknende 339.
Oelsäure s. Oleylsäure.
Oelsüss s. Glycerin.
Oleate 336.
Oleïn s. Glyceryloleat.
Oleylsäure 336. 338.
Olibanum 354.
Olinsäure 339.
Olivenöl 336.
Olivin 164.
Onyx 129.
Oolith 152.
Opal 16. 127.
Opium 346.
Optische Eigenschaften 59.
Organische Körper 316.
Orlean 361.
Orseille 360.
Orthoklas 159.
Osmium 90.
Oxalate 341.
Oxalsäure 341.
Oxalsaure Salze s. Oxalate.
Oxalyl 340.
Oxalylsäure s. Oxalsäure.
Oxyde 130.
Oxydation 189. 192. 203.
Oxygen s. Sauerstoff.
Oxysäuren s. Sauerstoffsäuren.
Ozon 92.

P.

Packfong 185.
Palladium 90.
Palmitin s. Glycerylpalmitat.
Palmitate 336.
Palmitinsäure s. Palmitylsäure.
Palmitinsaure Salze s. Palmitate.
Palmitylsäure 336.
Papaverin 346.
Papier 322.
Paraffin 350.
Paraffinöl 350.
Paramagnetische Körper 58.
Pech 353.
Pechstein 162.
Pectinkörper 326.
Pergament, vegetabilisches 322.
Perlstein 163.
Persio 360.
Perubalsam 354.
Petroleum 350.
Petroleumäther s. Naphta.
Pflanzenalbumin 362.
Pflanzenbasen s. Alkaloïde.
Pflanzenfibrin 364.
Pflanzencaseïn 363.
Pflanzenschleim 324.
Pflanzenzellstoff s. Cellulose.
Pflaster 337.
Phenol 349.
Phenylbraun 359.
Phenylwasserstoff 348.
Phenylalkohol s. Phenol.
Phlogiston 92.
Phosphate 156. 260.
Phosphor 102. 192. 239. 246. 272. 281. 369.
Phosphorchalcit 158.
Phosphorige Säure 126.
Phosphorigsäureanhydrid 126. 192. 282.
Phosphorit 157.
Phosphorsalz s. Natriumammoniumphosphat.

Phosphorsäure 125. 208. 210. 246. 259. 260. 282.
Phosphorsäureanhydrid 126. 192. 206. 208. 238. 282.
Phosphorsaure Salze s. Phosphate.
Phosphorwasserstoff 181. 206. 272. 281.
Photographie 227.
Pigmente 357.
Pikrinsäure s. Trinitrophenol.
Piperin 346.
Platin 90. 197. 202. 214. 216. 224. 270. 306.
Platinchlorid 111. 202. 211. 216. 266. 270. 306.
Platinchlorür 216.
Platinfeuerzeug 197. 216.
Platinhydroxyd 135. 218.
Platinoxyd 135. 214. 218.
Platinsalmiak s. Ammoniumplatinchlorid.
Platinschwamm 197. 216.
Platinsulfat 216. 224.
Platinsulfid 216. 266.
Platinverbindungen 313.
Polymerie 318.
Polymorphie 49.
Pomeranzenöl 352.
Porosität 3.
Porzellan 163.
Porzellan, Réaumür'sches 166.
Porzellanerde 163.
Porzellanthon 163.
Potasche 150.
Prasem 128.
Propionsäure 332.
Propylalkohol 328.
Propylenalkohol 340.
Prozesse, chemische 187.
Purpurin 359.
Purrée 361.
Pyrit 179.
Pyroelectricität 58.
Pyrolusit 168.
Pyromorphit 157.
Pyrop 165.
Pyrophosphate 156.
Pyrophosphorsäure 126.
Pyrophosphorsaure Salze s. Pyrophosphate.
Pyrotartrylsäure 342.
Pyroxen 162.
Pyroxylin 322.

Q.

Quarz 127. 128.
Quecksilber 90. 191. 200. 202. 214. 227. 235. 248. 302.
Quecksilberchlorid s. Mercurichlorid.
Quecksilberchlorür s. Mercurochlorid.
Quecksilbercyanid s. Mercuricyanid.
Quecksilberfahlerz 177.
Quecksilberhornerz 110.
Quecksilberjodid s. Mercurijodid.
Quecksilbernitrat s. Mercurinitrat u. Mercuronitrat.
Quecksilberoxyd 134. 191. 214. 225. 227. 255. 261. 303.
Quecksilberoxydul 134. 214. 227. 303.
Quecksilbersublimat s. Mercurichlorid.
Quecksilbersulfid 175. 200. 235. 267. 303.
Quecksilbersulfür 266.
Quecksilberverbindungen 311. 312.
Quercitron 361.

R.

Radikale 82. 317.
Rapsöl 339.
Raseneisenerz 136.
Rattengift 121.
Rauchende Schwefelsäure 123. 208. 223.
Rauchtopas 128.
Rauschgelb 173. 179.
Rautenspath 153.
Reactionen 307.
Realgar 179.
Reciproke Wahlverwandtschaft 232. 237.
Regenwasser 114.
Reissblei 49. 95.
Rhodium 90.
Röstarbeit 204.
Röthel 136.

Rogenstein 152.
Roheisen 186.
Rohrzucker 324.
Rosanilin 359.
Roseïn 359.
Rosenquarz 128.
Rose's Metallgemisch 185.
Rösten 197.
Rothbleierz 149.
Rotheisenstein 136.
Rothgültigerz 176.
Rothholz 360.
Rothkupfererz 134.
Rothnickelkies 182.
Rothzinkerz 133.
Rubidium 89.
Rubin 137.
Rum 329. 335.
Russ 96. 206.
Ruthenium 90.
Rutil 50.

S.

Saccharose s. Rohrzucker.
Säuerlinge 115.
Säureanhydride 113. 253.
Säuren 104. 112. 252. 255. 256. 332.
Säureradikale 328.
Säurerest 105.
Safflor 360.
Saffran 361.
Saftgrün 361.
Sago 323.
Salmiak s. Ammoniumchlorid.
Salmiakgeist s. Ammoniak.
Salpeter s. Kaliumnitrat.
Salpetersäure 119. 208. 210. 226. 238. 245. 252. 255. 257. 266. 268. 280.
Salpetersäure, rothe rauchende 119.
Salpetersäureanhydrid 120. 208. 238.
Salpetersalzsäure 120. 247. 270.
Salpetersaure Salze s. Nitrate.
Salpetrige Säure 121.
Salpetrigsäureanhydrid 121.
Salzbilder 104.
Salze 104. 112. 113.
Salzsäure s. Chlorwasserstoff.
Salzsoolen 108. 116.
Sandarac 354.
Sandelholz 360.
Sandstein 128.
Santalin 360.
Santonin 365.
Saphir 137.
Sauerstoff 91. 189. 192. 203. 214. 215. 224. 225. 226. 227. 228. 268. 269. 276. 308.
Sauerstoffbasen 73. 130. 206.
Sauerstoffsäuren 72. 112.
Sauerstoffsalze 74. 137. 209.
Sauerstoffverbindungen 114. 237.
Scheidewasser s. Salpetersäure.
Schellack 354.
Schiessbaumwolle s. Pyroxylin.
Schiesspulver 244.
Schlacke 167.
Schleimharze 353. 355.
Schmelz 167.
Schmelzpunkt 7.
Schmiedeeisen 187.
Schmieröl s. Paraffinöl.
Schnellessigfabrikation 334.
Schnellloth 184.
Schwarzbleierz 155.
Schwarzkohle s. Steinkohle.
Schwefel 14. 49. 50. 99. 195. 199. 216. 246. 267. 278. 369.
Schwefelalkohol s. Kohlensulfid.
Schwefelkohlenstoff s. Kohlensulfid.
Schwefelkies 179.
Schwefelsäure 122. 208. 210. 222. 238. 246. 250. 251. 252. 255. 257. 265. 266. 268. 279.
Schwefelsäureanhydrid 122. 208. 216. 222. 279.
Schwefelsaure Salze s. Sulfate.
Schwefelverbindungen 314. 315.
Schwefelwasser 115.
Schwefelwasserstoff 171. 205. 265. 266. 278.
Schwefelwasserstoffwasser 171.
Schweflige Säure 123.
Schwefligsäureanhydrid 123. 195. 204. 205. 216. 222. 238. 243. 246. 250. 278.
Schwefligsaure Salze s. Sulfite.
Schweinfurter Grün 335.

Schweissbarkeit 187.
Schwerspath 143.
Seidschützer Salz s. Magnesiumsulfat.
Seifen 337.
Seignettesalz 344.
Selen 100.
Senföl 353.
Serpentin 161.
Siedepunkt 8. 320.
Siegellack 354.
Silber 90. 200. 202. 214. 224. 226. 227. 233. 248. 250. 304.
Silberblende 176.
Silbercarbonat 227.
Silberchlorid 108. 202. 259. 274. 305.
Silberglanz 175.
Silberjodid 202.
Silberkupferglanz 175.
Silbermünzen 184.
Silbernitrat 139. 226. 233. 248. 259. 261. 266. 305.
Silberoxyd 131. 214. 227. 261.
Silbersulfat 224. 250.
Silbersulfid 175. 200. 266. 305.
Silberverbindungen 312.
Silicate 159. 258. 315.
Silicium 98. 193.
Siliciumfluorid s. Fluorsilicium.
Siliciumsäure s. Kieselsäure.
Siliciumsäureanhydrid s. Kieselsäureanhydrid.
Smaragd 164.
Smirgel 137.
Soda s. Natriumcarbonat.
Solferino 359.
Sonnenspectrum 62. 226.
Soole s. Salzsoolen.
Spannungsreihe, electrische 57.
Spaltungsrichtungen d. Krystalle 48.
Spanische Kreide s. Speckstein.
Spatheisenstein 154.
Specifische Wärme 55. 56.
Specifisches Gewicht 52. 87.
Speckstein 161.
Spectralanalyse 63.
Speiskobalt 182.
Sphärosiderit 154.
Spiegelbelegung 184.
Spiegeleisen 186.
Spiessglanz s. Grauspiessglanzerz.
Spiessglassilber 183.
Sprödglaserz 177.
Sprudelstein 152.
Stabeisen 187.
Stärke s. Amylum.
Stärkegummi s. Dextrin.
Stärkesyrup 326.
Stärkezucker s. Traubenzucker.
Stahl 186.
Stalaktiten 152.
Stalagmiten 152.
Stanniol 201.
Stearin s. Glycerylstearat.
Stearinkerzen 337.
Stearinsäure s. Stearylsäure.
Stearoptene 351.
Stearylsäure 336.
Steatit 161.
Steinkohle 97.
Steinöl 350.
Steinsalz 108.
Stickoxydgas s. Stickstoffoxyd.
Stickstoff 92. 224. 238. 246. 279. 368.
Stickstoffoxyd 167. 203. 246. 270. 280.
Stickstoffoxydul 168. 225. 249. 280.
Stickstoffsuperoxyd 167. 203. 224. 227. 246. 280.
Stilpnosiderit 136.
Stinkkalk 152.
Stöchiometrie 65.
Stöchiometrische Berechnungen 83.
Stocklack 354.
Stoffe, einfache 63. 86.
Strahlkies 179.
Strass 166.
Strich 61.
Strontianit 155.
Strontium 89.
Strontiumcarbonat 155. 219.
Strontiumchlorid 109.
Strontiumhydroxyd 133. 207.
Strontiumnitrat 140. 259. 264.
Strontiumoxyd 133. 207. 219.
Strontiumsulfat 144. 243. 264.
Strontiumsulfid 243.
Strontiumverbindungen 308.
Strychnin 346.

Stückgut 184.
Sublimat s. Mercurichlorid.
Sublimation 17.
Suboxyde 170.
Substitutionsprocesse 231.
Succinylsäure 342.
Sulfate 142. 222. 243. 315.
Sulfide 171. 265. 267. 314.
Sulfite 148.
Sulfobasen 171. 173.
Sulfokohlensäure 172.
Sulfokohlensäureanhydrid s. Kohlensulfid.
Sulfosäuren 171.
Sulfosalze 176.
Sulfüre 171.
Sumpferz 135.
Sumpfgas s. Kohlenwasserstoff.
Superoxyde 168. 215. 268.
Symbole 67. 78.
Syrup 324. 326.

T.

Talk 161.
Talkerde s. Magnesiumoxyd.
Talkerdehydrat s. Magnesiumhydroxyd.
Talkspath 153.
Tannin 344.
Tantal 89.
Tartrate 343.
Tartrylsäure 343.
Tellur 100.
Tennantit 177.
Terpene 351.
Terpentin 351. 353.
Terpentinöl 351. 353.
Thallium 90.
Thebaïn 346.
Thee 348.
Theer 348. 349.
Theilbarkeit 3.
Theïn s. Caffeïn.
Theobromin 347.
Thermische Eigenschaften 53.
Thermoelectricität 56.
Thierkohle 96.
Thon 163.
Thoneisenstein 136.
Thonerdehydrat 137.
Thor 89.
Tinkal 158.
Titan 89.
Titanoxyd 50.
Tomback 184.
Töpferthon 163.
Topas 164.
Traganthgummi 324.
Trass 220.
Traubenzucker 325.
Trinitrophenol 349. 359.
Trona 151.
Tropfstein 152.
Türkis 158.
Typen 82. 83.

U.

Ueberchlorsäure 120.
Ueberchlorsäureanhydrid 121.
Uebermangansäure 121. 245.
Uebermangansäureanhydrid 121.
Uebermangansaure Salze s. Hypermanganate.
Unterchlorige Säure 120.
Unterchlorigsäureanhydrid 120.
Unterchlorigsaure Salze s. Hypochlorite.
Untergährung 328.
Untersalpetersäure s. Stickstoffsuperoxyd.
Unterschwefligsaure Salze s. Hyposulfite.
Uran 89.
Urao 151.

V.

Valeriansäure 332.
Valeryl 332.
Vanadin 90.
Valenz s. Werthigkeit.
Veratrin 346.
Verbindungen 64.
Verbindungen, gesättigte 82.
Verbindungen, ungesättigte 82.
Verbindungsgewichte s. Atomgewichte.

Verbindungsprozesse 188. 189.
Verbrennung 189. 192.
Vergoldung 229.
Verkupferung 229.
Versilberung 229.
Verstählung 229.
Verwandtschaft 188.
Verwandtschaftseinheit 80.
Verzinkung 229.
Vitriolbleierz 144.
Vitriole s. Sulfate.
Vitriolöl 122.
Vitriolocker 146.
Vivianit 158.
Volumen 3.
Volumengewicht 52.
Volumenverhältnisse der Verbindungen 75. 83.
Vorkommen der Metalle 88.

W.

Wachholderöl 352.
Wachs 338.
Wad 168.
Wahlverwandtschaft 231.
Wärme, Einfluss auf die chemischen Prozesse 189. 192. 200. 213. 214. 215. 216. 217. 219. 222. 224. 226. 234. 237. 238. 250. 272.
Wärme, specifische 55. 56.
Wärmecapacität 55.
Wärmeerzeugung 189. 192.
Wärmeleitung 53. 87.
Wasser 114. 195. 205. 206. 222. 227. 236. 237. 238. 252. 253. 255. 268. 277.
Wasserglas 165. 253.
Wasserkies 179.
Wassertypus 83.
Wasserstoff 91. 195. 227. 236. 237. 238. 251. 272. 275. 368.
Wasserstoffoxyd s. Wasser.
Wasserstoffsulfid s. Schwefelwasserstoff.
Wasserstoffsuperoxyd 168.
Wasserzersetzende Metalle 251.
Wau 361.
Weichharze 353.
Weichmanganerz 168.
Weihrauch 354.
Wein 329.
Weingeist s. Aethylalkohol.
Weinsäure 343.
Weinsaure Salze s. Tartrate.
Weinstein 343.
Weissbleierz 155.
Weissgiltigerz 177.
Weissnickelkies 182.
Werthigkeit der einfachen Stoffe 80.
Willemit 165.
Wismuth 90.
Wismuthnitrat 140.
Wismuthoxyd 135.
Witherit 155.
Wolfram 90.

X.

Xyloïdin 323.

Y.

Yttrium 89.

Z.

Zeichen, chemische s. Symbole.
Zersetzungsprozesse 188. 213.
Zimmtsäure 354.
Zink 89. 190. 201. 241. 249. 251. 291.
Zinkblende 174.
Zinkcarbonat 154. 221.
Zinkchlorid 201. 232. 251. 255. 258. 291.
Zinkfahlerz 177.
Zinkhydroxyd 133. 218. 292.
Zinkjodid 201.
Zinknitrat 249. 255.
Zinkoxyd 133. 190. 218. 221. 222. 241. 255. 292.
Zinkselenat 50.
Zinksilicat 165. 258.
Zinkspath 154.
Zinksulfat 144. 222. 243. 251. 255. 258. 268. 292.
Zinksulfid 174. 268.
Zinkverbindungen 310.

Zinkvitriol s. Zinksulfat.
Zinn 89. 200. 201. 242. 247.
Zinnchlorid 110. 201.
Zinnchlorür 266.
Zinnfolie 201.
Zinnhydroxydul 134. 218.
Zinnhydrosulfür 266.
Zinnober 175.
Zinnoxyd s. Zinnsäureanhydrid.
Zinnoxydul 134. 218.
Zinnsäure 129. 247.
Zinnsäureanhydrid 129. 190.
Zinnstein 129. 242.
Zinnsulfid 173.
Zinnsulfür 200.
Zirconium 89.
Zirkon 165.
Zucker 16. 324.
Zuckerbildende Stoffe 321.
Zusammendrückbarkeit 3.
Zusammengesetzte Körper 63.
Zwillingskrystalle 47.

Druck von Otto Wigand in Leipzig.

